Министерство здравоохранения РФ
ФГБОУ ВО Уральский государственный медицинский университет

Р. П. ЛЕЛЕКОВА, А. И. ОРЕХОВА, Н. А. БЕЛОКОНОВА

ОБЩАЯ ХИМИЯ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

ЕКАТЕРИНБУРГ
2016

УДК 546:376.14

Лелекова Р. П., Орехова А. И., Белоконова Н. А.
Общая химия. Учебно-методическое пособие. – Екатеринбург: УГМУ, 2015. – 120 с.
ISBN 978-5-89895-730-8

Общая химия – фундаментальная дисциплина, входящая в учебный план подготовки врачей. Каждый раздел курса общей химии вооружает студентов знаниями, которые необходимы при рассмотрении физико-химической сущности и механизма процессов, происходящих в организме человека. Умение выполнить расчеты параметров этих процессов позволяет более глубоко понять функции отдельных систем организма в целом.

Цель настоящего пособия:

- формирование системных знаний, которые необходимы студентам при рассмотрении физико-химической сущности и механизмов процессов, происходящих в организме человека;
- формирование умений выполнять расчеты параметров этих процессов;
- формирование умений и навыков для решения проблемных и ситуационных задач.

Учебно-методическое пособие охватывает вопросы общей, неорганической, физической и коллоидной химии и построено следующим образом: вводная часть, перечень вопросов по данной теме, тесты для проверки усвоения материала (ответы приведены в конце пособия), задачи и упражнения для самостоятельного решения.

Пособие предназначено для студентов лечебно-профилактического, медико-профилактического, педиатрического и стоматологического факультетов УГМУ, изучающих дисциплины «Клинические аспекты физической и коллоидной химии» и «Патохимия токсических факторов окружающей среды» вариативного курса.

В конце пособия указана литература и справочные материалы для самостоятельной работы при подготовке к практическим занятиям и контролям.

Ответственный редактор – Белоконова Н.А., д.т.н

Рецензент – Тхай В.Д., д.х.н.

ISBN 978-5-89895-730-8

СОДЕРЖАНИЕ

Дополнительно разделы для студентов стоматологического факультета

ТЕМА I. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ И БИОЭНЕРГЕТИКИ

Химическая термодинамика и биоэнергетика позволяют дать общую характеристику явлений, протекающих в организме человека, устанавливают взаимосвязи между различными видами энергии, изучают возможность и направленность самопроизвольных процессов. Человеческий организм – открытая термодинамическая система, он подчиняется основным законам термодинамики, находится в состоянии термодинамического равновесия.

Термодинамические расчеты позволяют определить энергетическую ценность продуктов питания, предсказать энергетические затраты организма при различных видах деятельности.

По теме I студент должен ***знать*** основные понятия и законы термодинамики; ***уметь*** рассчитывать изменения стандартных энтальпий, энтропий и энергий Гиббса реакций, пользуясь справочными величинами; ***владеть*** навыками оценки вероятности протекания химической реакции при указанных условиях по значениям энтальпийного и энтропийного факторов, а также по изменению энергии Гиббса или константы равновесия процесса.

Вопросы для подготовки

1. Предмет изучения химической термодинамики.
2. Термодинамическая система. Виды систем: открытые, закрытые, изолированные; гомогенные и гетерогенные.
3. Первое начало термодинамики.
4. Внутренняя энергия. Изохорный и изобарный тепловые эффекты.
5. Энтальпия, ее физический смысл. Стандартная энтальпия.
6. Термохимические и термодинамические уравнения. Отличие их от обычных химических уравнений. Особенности термодинамических и термохимических уравнений.
7. Закон Гесса и следствия из закона Гесса. Применение закона Гесса.
8. Стандартная энтальпия образования, стандартная энтальпия сгорания, стандартная энтальпия разложения.
9. Энтропия. Стандартная энтропия.
10. Второе начало термодинамики.
11. Энергия Гиббса. Изобарно-изотермический потенциал. Критерии, определяющие направление протекания реакций.
12. Уравнение изотермы химической реакции.

Тесты

1. Закрытой называют такую систему, которая:
   1.1. не обменивается с окружающей средой ни массой, ни энергией;
   1.2. тело или группу тел, отделенных от окружающей среды физической или воображаемой границей;
   1.3. обменивается с окружающей средой и массой, и энергией;
   1.4. обменивается с окружающей средой только энергией.
2. Второй закон термодинамики формулируется так:
   2.1. тепловой эффект реакции равен сумме изменения внутренней энергии и совершенной работы;
   2.2. тепловой эффект реакции, протекающей при постоянном объеме или давлении, не зависит от промежуточных стадий, а определяется лишь начальным и конечным состояниями системы;
   2.3. в изолированной системе самопроизвольные процессы протекают в сторону увеличения энтропии;
   2.4. скорость реакции прямо пропорциональна концентрациям реагентов.
3. «Тепловой эффект реакции не зависит от того, по какому пути осуществляется превращение, а определяется лишь начальным и конечным состояниями системы». Это формулировка:
   3.1. правила Вант-Гоффа;
   3.2. закона Гесса;
   3.3. I закона термодинамики;
   3.4. II закона термодинамики.
4. Стандартная энтальпия образования P_2O_5 соответствует энтальпии реакции:
   4.1. $2P + 5/2O_2 = P_2O_5$;
   4.2. $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;
   4.3. $P + 5/4O_2 = ½\ P_2O_5$;
   4.4. $P_2O_5 = 2P + 5/2O_2$.
5. Стандартная энтальпия сгорания CH_3OH соответствует энтальпии реакции:
   5.1. $CH_3OH + O_2 = HCOOH + 4H_2O$;
   5.2. $2CH_3OH + 3O_2 = 2CO_2 + 4H_2O$;
   5.3. $CH_3OH + 3/2O_2 = CO_2 + 2H_2O$;
   5.4. $C + 2H_2 + ½\ O_2 = CH_3OH$
6. $\Delta H^o_{fH_2O_{(г)}} = -241{,}8$ кДж/моль. НайдитеΔH^o реакции $2H_2O=2H_2 + O_2$:
   6.1. -483,6 кДж·моль$^{-1}$;
   6.2. +483,6 кДж·моль$^{-1}$;
   6.3. -241,8 кДж·моль$^{-1}$;
   6.4. +241,8 кДж·моль$^{-1}$.
7. Укажите математический вид второго следствия из закона Гесса:
   7.1. $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$;

7.2. $\Delta H^o_{реакции} = \sum\Delta H^o_{f\,(прод.)} - \sum\Delta H^o_{f\,(исх.\ в\text{-}в)}$;
7.3. $\Delta H^o_f = -\Delta H^o_{разл.}$;
7.4. $\Delta H^o_{реакции} = \sum\Delta H^o_{сгор.(исх.\ в\text{-}в)} - \sum\Delta H^o_{сгор.(прод.)}$

8. Физический смысл II закона термодинамики заключается в следующем:
   8.1. самопроизвольному протеканию реакции способствует увеличение беспорядка;
   8.2. самопроизвольному протеканию реакции способствует уменьшение энергии;
   8.3. самопроизвольному протеканию реакции способствует уменьшение беспорядка;
   8.4. самопроизвольному протеканию реакции способствует увеличение энергии.
9. По какой из формул нельзя рассчитать ΔG реакции:
   9.1. $\Delta G^o + RT\ln K_p$;
   9.2. $\frac{Q}{T_2} - \frac{Q}{T_1}$;
   9.3. $\Delta H - T\Delta S$;
   9.4. $\sum\Delta G^o_{f\,прод.} - \sum\Delta G^o_{f\,исх.в\text{-}в}$.
10. Укажите единицу измерения стандартной энтропии вещества:
   10.1. кДж;
   10.2. $кДж\cdot моль^{-1}$;
   10.3. $Дж\cdot моль^{-1}\cdot K^{-1}$;
   10.4. $Дж\cdot K^{-1}$.
11. Физический смысл U:
   11.1. общая энергия расширенной системы;
   11.2. суммарный запас потенциальной и кинетической энергии электронов, ядер и других частиц;
   11.3. мера беспорядка или вероятности состояния системы;
   11.4. функция состояния, отражающая влияние двух тенденций: энергетической и статистической.
12. При какой T возможно самопроизвольное протекание реакции, если $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$?
   12.1. при любой температуре;
   12.2. при высокой температуре;
   12.3. при низкой температуре;
   12.4. реакция невозможна ни при каких температурах.
13. По какой формуле рассчитывают температуру состояния равновесия:
   13.1. $\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$, где $\Delta G \neq 0$;
   13.2. $\Delta H^o = T\Delta S^o$;
   13.3. $pV = \nu RT$;
   13.4. $S = Q/T$.
14. Возможно ли термодинамическое равновесие в системе
   $N_{2(г)} + 2O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$; $\Delta H > 0$:
   14.1. невозможно, так как энтальпийный и энтропийный факторы вызывают прямую реакцию;

14.2. невозможно, так как энтальпийный и энтропийный факторы вызывают обратную реакцию;

14.3. возможно, так как энтальпийный и энтропийный факторы действуют в разных направлениях.

15. Для какой величины нельзя определить абсолютное значение:

15.1. энтропия; 15.2. внутренняя энергия;

15.3. температура; 15.4. концентрация.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Вычислите величины изменения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса при Т = 298 К. Возможна ли обратная реакция при Т = 298 К? При какой температуре в системе будет устанавливаться равновесие? Термодинамические характеристики веществ возьмите из справочных таблиц.

1.1. $PCl_{5(г)} \leftrightarrow PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)}$

1.2. $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{2(г)}$

1.3. $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2SO_{3(г)}$

1.4. $Fe_3O_{4(к)} + H_{2(г)} \leftrightarrow 3FeO_{(к)} + H_2O_{(г)}$

1.5. $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$

1.6. $Fe_2O_{3(к)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2Fe_{(к)} + 3H_2O_{(г)}$

1.7. $N_{2(г)} + 2O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$

1.8. $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow COCl_{2(г)}$

1.9. $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$

1.10. $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$

1.11. $H_2O_{(ж)} + SO_{3(г)} \leftrightarrow H_2SO_{4(ж)}$

1.12. $MgO_{(к)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow MgCO_{3(к)}$

1.13. $CO_{2(г)} + C_{(графит)} \leftrightarrow 2CO_{(г)}$

1.14. $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow 2NOCl_{(г)}$

1.15. $SrO_{(к)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow SrCO_{3(к)}$

1.16. $CaO_{(к)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow CaCO_{3(к)}$

1.17. $CaO_{(к)} + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow Ca(OH)_{2(к)}$

1.18. $H_{2(г)} + Br_{2(г)} \leftrightarrow 2HBr_{(г)}$

1.19. $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$

1.20. $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrow 2HI_{(г)}$

1.21. $CO_{(г)} + F_{2(г)} \leftrightarrow COF_{2(г)}$

1.22. $H_{2(г)} + ½\ O_{2(г)} \leftrightarrow H_2O_{(г)}$

1.23. $BaO_{(к)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow BaCO_{3(к)}$

1.24. $2NO_{(г)} + H_{2(г)} \leftrightarrow N_2O_{(г)} + H_2O_{(ж)}$

1.25. $CaCO_{3(к)} \leftrightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$

1.26. $SiO_{2(к)} + 2Mg_{(к)} \leftrightarrow 2MgO_{(к)} + Si_{(к)}$

1.27. $8Al_{(к)} + 3Fe_3O_{4(к)} \leftrightarrow 4Al_2O_{3(к)} + 9Fe_{(к)}$

1.28. $2CO_{(г)} + 4H_{2(г)} \leftrightarrow C_2H_5OH + H_2O_{(ж)}$

2. Определите ΔH^o образования сероуглерода, исходя из реакции $CS_{2(г)} + 3O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2SO_{2(г)}$, если $\Delta H^o_{р-и} = -1104{,}6$ кДж·моль$^{-1}$;

$\Delta H^o_{f\,CO_2}$ = -393,51 кДж·моль$^{-1}$; $\Delta H^o_{fSO_2}$ = -296,9 кДж·моль$^{-1}$.

3. Определите ΔH^o образования оксида меди, зная, что изменение энтальпии реакции восстановления одного моля оксида меди углем с образованием CO равно - 46,62 кДж. $\Delta H^o_{f\,CO}$ = -110,52 кДж·моль$^{-1}$.

4. Вычислите энтальпию реакции образования $Al_2O_{3(к)}$, если известно, что энтальпия реакции

$Cr_2O_{3(к)} + 2Al_{(к)} = Al_2O_{3(к)} + 2Cr_{(к)}$ $\Delta H^o_{р-и}$ = -480 кДж

Энтальпия образования Cr_2O_3 равна -1141кДж·моль$^{-1}$.

5. Вычислите ΔH^o реакции $C + O_2 = CO_2$, зная, что

$C + ½\,O_2 = CO$ ΔH^o = -110,5 кДж (1)

$CO + ½\,O_2 = CO_2$ ΔH^o = -283 кДж (2).

6. Вычислите энтальпию реакции окисления Mn до MnO_2, если известно, что энтальпия реакции

$3/2MnO_{2(к)} + 2Al_{(к)} = Al_2O_{3(к)} + 3/2Mn_{(к)}$ ΔH_1 = -840 кДж (1)

$2Al_{(к)} + 3/2O_{2(г)} = Al_2O_{3(к)}$ ΔH_2 = -1675 кДж (2)

7. Энтальпия растворения Na_2SO_4 равна –11,3 кДж·моль$^{-1}$. Энтальпия гидратации этой соли до $Na_2SO_4 \cdot 7H_2O$ составляет –58,1 кДж·моль$^{-1}$. Вычислите энтальпию растворения кристаллогидрата.

8. Вычислите изменение энергии Гиббса при 25 и 727°С для реакции $C_{(графит)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow H_{2(г)} + CO_{(г)}$ $\Delta H^o_{298К\,р-и}$ = 175 кДж, $\Delta S^o_{298К\,р-и}$ = 253 Дж·К$^{-1}$. Влиянием температуры на ΔH и ΔS пренебречь. Какой фактор определяет возможность протекания этой реакции?

9. Определите ΔH^o образования сероводорода, исходя из уравнения: $H_2S_{(г)} + 3/2O_{2(г)} = H_2O_{(г)} + SO_{2(г)}$; $\Delta H^o_{р-и}$ = -520,8 кДж, если

$\Delta H^o_{fH_2O}$ = -241,82 кДж·моль$^{-1}$; $\Delta H^o_{fSO_2}$ = -296,9 кДж·моль$^{-1}$.

10. Рассчитайте ΔS^o_{298} реакции, если известны энтропии веществ: $2H_2S_{(г)} + O_{2(г)} = S_{(к)} + H_2O_{(ж)}$

	$H_2S_{(г)}$	$O_{2(г)}$	$S_{(к)}$	$H_2O_{(ж)}$
S^o_{298}, Дж·моль$^{-1}$·К$^{-1}$	193,2	205,04	32,6	70,0

Вызывает ли энтропийный фактор данную реакцию?

11. Энтальпия сгорания глюкозы равна –2819 кДж·моль$^{-1}$; энтальпия сгорания этилового спирта –1416,8 кДж·моль$^{-1}$. На основании этих данных вычислите изменение энтальпии биохимического процесса брожения глюкозы: $C_6H_{12}O_{6(т)} = 2C_2H_5OH_{(ж)} + 2CO_{2(г)}$

12. Горение формальдегида протекает по уравнению $HCOH + O_{2(г)} = CO_{2(г)} + H_2O_{(г)}$ $\Delta H^o_{р-и}$ = -561 кДж. Вычислите энтальпию образования формальдегида, если энтальпия образования CO_2 равна –393,6 кДж·моль$^{-}$, а энтальпия образования воды 242 кДж·моль$^{-1}$.

13. Рассчитайте ΔS^o_{298} реакции $4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)}$, если:

	$NH_{3(г)}$	$O_{2(г)}$	$NO_{(г)}$	$H_2O_{(г)}$
S^o_{298}, Дж·моль$^{-1}$·К$^{-1}$	192,6	205,04	210,7	188,9

Вызывает ли энтропийный фактор данную реакцию?

14. Вычислите энтальпию образования B_2O_3
$2B_{(к)} + 3/2O_{2(г)} = B_2O_{3(к)}$, если известно, что:
$2B_{(к)} + N_{2(г)} = 2BN_{(к)}$; $\Delta H_1 = -227,4$ кДж;
$2BN_{(к)} + 3/2O_{2(г)} = B_2O_{3(к)} + N_{2(г)}$; $\Delta H_2 = -1036,6$ кДж

15. Определите энтальпию образования фосфина, исходя из уравнения:
$PH_{3(г)} + O_{2(г)} = ½ P_2O_{5(г)} + 3/2H_2O_{(ж)}$ $\Delta H^o_{р\text{-}и} = -235,2$ кДж,
$\Delta H^o_{fP_2O_5} = -1530$ кДж·моль$^{-1}$; $\Delta H^o_{fH_2O(ж)} = -285,8$ кДж·моль$^{-1}$

На основании величины ΔH^o_f сделайте вывод об устойчивости PH_3.

16. Вычислите энтальпию образования $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ из безводной соли и воды по следующим данным: энтальпия растворения безводной соли – 72,9 кДж·моль$^{-1}$, энтальпия растворения кристаллогидрата +18,02 кДж·моль$^{-1}$.

17. Исходя из энтальпий реакций
$C + 2N_2O = CO_2 + 2N_2$ $\Delta H_1 = -540$ кДж
$C + O_2 = CO_2$ $\Delta H_2 = -393$ кДж
Вычислите энтальпию реакции $2N_2O = 2N_2 + O_2$.

18. Вычислите изменение энергии Гиббса при 25 и 727°C для реакции $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$, если $\Delta H^o_{р\text{-}и} = 58$ кДж; $\Delta S^o_{р\text{-}и} = 176$ Дж·моль$^{-1}$·К$^{-1}$. Влиянием температуры на ΔH и ΔS пренебречь. Какой фактор определяет возможность протекания этой реакции?

19. Вычислите изменение энергии Гиббса для реакции

$$4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(ж)},$$

если известны ΔG^o_f для веществ, участвующих в реакции в кДж·моль$^{-1}$: $NH_{3(г)} = -16,7$; $O_{2(г)} = 0$; $NO_{(г)} = 80,6$; $H_2O_{(ж)} = -237,5$. Возможна ли эта реакция?

20. Реакция образования хлорида водорода выражается уравнением:
$½ H_{2(г)} + ½ Cl_{2(г)} = HCl_{(г)}$ $\Delta H^o = -185,67$ кДж. Рассчитайте $\Delta H_{р\text{-}и}$, если объем взятого хлора составит 1 л.

21. Вычислите ΔH^o образования этилена, если реакция горения выражается уравнением:

$$C_2H_{4(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 2H_2O_{(ж)}$$

$\Delta H^o_{р\text{-}и} = -1428$ кДж;
$\Delta H^o_{fCO_2} = -393,5$ кДж·моль$^{-1}$;
$\Delta H^o_{fH_2O(ж)} = -285,8$ кДж·моль$^{-1}$.

22. Вычислите изменение энергии Гиббса при 25 и 727°C для реакции $N_2 + 2O_2 = 2NO_2$, если $\Delta H^o_{р\text{-}и} = 68$ кДж; $\Delta S^o_{р\text{-}и} = 120$ Дж·моль$^{-1}$·К$^{-1}$. Влиянием температуры на ΔH и ΔS пренебречь. Какой фактор определяет возможность протекания этой реакции?

23. При взаимодействии 2,1 г железа с серой выделилось 3,57 кДж·моль$^{-1}$. Рассчитайте ΔH^o образования сульфида железа (П).

24. Для определения величины ΔH^o образования оксида цинка 3,25 г цинка сожжено в калориметрической бомбе; ΔH реакции горения составляет –17,6 кДж. Рассчитайте ΔH^o образования оксида цинка.

25. Рассчитайте теплоту биохимической реакции

$$2H_2O_{2(ж)} = 2H_2O_{(ж)} + O_{2(г)}$$

ΔH^o_f, кДж·моль$^{-1}$: H_2O_2 = -187,4; $H_2O_{(ж)}$ = -285,8, если образовалось 5,6 дм^3 (при н.у.) кислорода. Данная реакция ….термическая (эндо или экзо)?

26. Для реакции взаимодействия янтарной кислоты с аммиаком

$$C_4H_6O_{4(aq)} + 2NH_{3(aq)} = C_4H_4O^{2-}_{4(aq)} + 2NH^{+}_{4(aq)}$$

ΔH^o = -101,5 кДж; ΔS^o = -173,35 Дж·К$^{-1}$. Объясните значения этих функций (знак и абсолютная величина). Как влияют энтальпийный и энтропийный факторы на протекание этой реакции в замкнутой системе?

27. Константа равновесия реакции гидратации сывороточного альбумина при 25°С равна 1,19. Вычислите значение ΔS^o процесса, если ΔH^o = -6,08 кДж·моль$^{-1}$.

28. Не производя вычислений, установите знак ΔS следующих процессов:

а) $2NH_{3(г)} = N_{2(г)} + 3H_{2(г)}$; б) $CaCO_{3(к)} = CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$

в) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$; г) $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + 2SO_{2(г)}$

29. Пользуясь справочными данными, покажите, что реакция $Cu_{(к)} + ZnO_{(к)} = CuO_{(к)} + Zn_{(к)}$ невозможна.

30. Укажите, какие из реакций образования оксидов азота, и при каких температурах (высоких, низких) могут протекать самопроизвольно:

а) $2N_{2(г)} + O_{2(г)} = 2N_2O_{(г)}$, $\Delta H > 0$

б) $N_{2(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{(г)}$, $\Delta H > 0$

в) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(к)}$, $\Delta H < 0$

г) $NO_{(г)} + NO_{2(г)} = N_2O_{3(г)}$, $\Delta H < 0$

д) $N_{2(г)} + 2O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$, $\Delta H > 0$

31. При какой температуре в системе $N_2O_{4(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$ устанавливается состояние равновесия?

32. При восстановлении 12,7 г CuO углем (с образованием CO) поглощается 8,24 кДж. Определите $\Delta H^o_{f(298,15K)}$ CuO.

33. Исходя из величин $\Delta G^o_{(298,15K)}$ соединений, участвующих в реакции, определите, возможна ли реакция $Al_2O_{3(к)} + 3SO_{3(г)} = Al_2(SO_4)_{3(к)}$

34. Определите $\Delta G^o_{(298,15K)}$ реакции $MeO_{(к)} + CO_{2(г)} = MeCO_{3(к)}$ для металлов от бериллия до бария (ПА группа). На основании этого сделайте вывод об изменении основных свойств оксидов в группе ПА.

35. Какая из приведенных реакций разложения KNO_3 наиболее вероятна:

а) $KNO_{3(к)} = K_{(к)} + NO_{2(г)} + ½ O_{2(г)}$

б) $2KNO_{3(к)} = K_2O_{(к)} + 2NO_{2(г)} + ½ O_{2(г)}$

в) $KNO_{3(к)} = KNO_{2(к)} + ½ O_{2(г)}$

Дайте мотивированный ответ, рассчитав $\Delta G^o_{(298,15K)}$ каждой реакции с использованием справочных данных.

36. Приведите термодинамические уравнения реакций, стандартная энтальпия которых равна стандартной энтальпии образования следующих веществ: а) бензола; б) хлорбензола; в) анилина; г) уксусной кислоты.

37. Стандартная энтальпия сгорания вещества А равна стандартной энтальпии образования вещества В. Приведите примеры таких веществ А и В. Запишите термодинамические уравнения соответствующих реакций.

38. Вычислите количество теплоты, которое выделится в организме при полном окислении глюкозы массой 90 г.

39. В организме человека этанол окисляется в две стадии: до уксусного альдегида (ΔH_1^o= -256 кДж·моль$^{-1}$), а затем до уксусной кислоты (ΔH_2^o = -237 кДж·моль$^{-1}$). Рассчитайте ΔH^o реакции окисления этанола до уксусной кислоты.

40. Вычислите $\Delta G^o_{(298,15K)}$ реакции денатурации трипсина. $\Delta H^0_{реакции}$ = 283 кДж·моль$^{-1}$; ΔS^0=288 Дж·моль$^{-1}$·К$^{-1}$. Оцените вклад энтальпийного и энтропийного факторов.

ТЕМА II. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Изучение химического равновесия биохимических реакций для таких процессов как дыхание, транспорт белков, процессов, протекающих в крови в норме и при патологии, является ценным материалом для анализа причин заболеваний, побочного действия лекарственных веществ. Знание закономерностей и условий химического равновесия, причин, вызывающих его изменение и смещение при патологических процессах, позволяет правильно установить диагноз и дать рекомендации по лечению заболевания.

По теме II студент должен ***знать*** понятие равновесного состояния; критерии направления самопроизвольного протекания процесса; критерии обратимости химической реакции; ***уметь*** рассчитывать изменение энергий Гиббса реакций и константы равновесия процесса; делать заключение о направлении протекания реакции; рассчитывать температуру наступления равновесия; ***владеть*** навыками оценки влияния внешних факторов на смещение равновесия процесса.

Вопросы для подготовки

1. Обратимые и необратимые реакции.
2. Что такое равновесие, как изображается равновесное состояние в уравнениях химических реакций, что является термодинамическим условием наступления равновесия?
3. Константа химического равновесия и способы ее выражения: K_c, K_p, K_a. Закон действующих масс применительно к химическому равновесию.
4. Уравнение изотермы химической реакции и его анализ.
5. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Тесты

1. Химическим равновесием называется:
   1.1. динамическое равновесие, когда скорости прямой и обратной реакции равны; вследствие чего не меняются со временем концентрации реагирующих веществ;
   1.2. состояние системы, когда продукты реакции не взаимодействуют друг с другом при тех же условиях, в которых они получены;
   1.3. состояние системы, в которой концентрации реагирующих веществ меняются со временем;
   1.4. состояние системы, в которой протекает необратимая химическая реакция.
2. Критерии термодинамического равновесия:
   2.1. $\Delta G^o < 0$ $\Delta H^o < 0$ $\Delta S^o > 0$;
   2.2. $\Delta G^o = 0$ $\Delta H^o > 0$ $\Delta S^o > 0$;
   2.3. $\Delta G^o > 0$ $\Delta H^o > 0$ $\Delta S^o < 0$;
   2.4. $\Delta G^o = 0$ $\Delta H^o = T\Delta S^o$
3. Как повлияет на смещение равновесия системы увеличение концентрации CO: $FeO + CO \leftrightarrow Fe + CO_2$
   3.1. равновесие сместится вправо;
   3.2. равновесие сместится влево;
   3.3. не изменится.
4. Уравнение изотермы химической реакции для состояния равновесия:
   4.1. $\Delta G = \Delta G^o + RT\ln K_p$;
   4.2. $\Delta G^o = -RT\ln K_p$;
   4.3. $\Delta G = RT\ln K_p$;
   4.4. $\Delta G^o = RT\ln K_p$.
5. Основные факторы, определяющие состояние химического равновесия:
   5.1. температура, давление;
   5.2. давление, катализатор;
   5.3. катализатор, концентрация реагирующих веществ;
   5.4. температура, концентрация реагирующих веществ, давление.
6. Реакция протекает по уравнению $A_2 + B_2 \leftrightarrow 2AB$, равновесные концентрации (в моль/л): $[A_2] = 0,45$; $[B_2] = 0,2$; $[AB] = 0,3$. Константа равновесия равна:
   6.1. 1; 6.2. 3,33; 6.3. 0,3; 6.4. 0,1
7. Константа равновесия реакции: $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrow 2HI_{(г)}$ при парциальных давлениях участников реакции $P_{I_2} = 0,4$ атм; $P_{H_2} = 0,2$ атм;
   $P_{HI} = 0,8$ атм равна:
   7.1. 2; 7.2. 5; 7.3. 1; 7.4. 8.
8. При увеличении давления в системе
   $CO_{(г)} + 2H_{2(г)} \leftrightarrow CH_3OH_{(г)}$, $\Delta H < 0$, …
   8.1. увеличивается выход продуктов;
   8.2. состояние равновесия меняется неоднозначно;

8.3. состояние равновесия не изменяется;

8.4. уменьшается выход продуктов.

9. Для какой из указанных реакций уменьшение объема сосуда приведет к смещению равновесия в том же направлении, что и понижение температуры?

9.1. $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$, $\Delta H > 0$;

9.2. $Fe_2O_{3(к)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2Fe_{(к)} + 3H_2O_{(пар)}$, $\Delta H > 0$;

9.3. $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{2(г)}$; $\Delta H < 0$;

9.4. $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$, $\Delta H < 0$.

10. Увеличение температуры вызывает смещение равновесия в сторону ______ реакции:

10.1. экзотермической;

10.2. адиабатической;

10.3. эндотермической;

10.4. изотермической.

Задачи и упражнения

1. В каком направлении сместится равновесие реакций:

1.1. $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$, если общее давление в системе увеличить в 3 раза?

1.2. $N_{2(г)} + 2O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$ при повышении температуры, если температурный коэффициент прямой и обратной реакции соответственно равны 2,5 и 2,0?

1.3. $A_{2(г)} + B_{2(г)} \leftrightarrow 2AB_{(г)}$, если давление увеличить в 2 раза? Температурный коэффициент скорости прямой и обратной реакции равны соответственно 2 и 3. Каков знак ΔH этой реакции?

1.4. $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$; $\Delta H < 0$

$CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow COCl_{2(г)}$; $\Delta H > 0$

с повышением температуры? давления?

1.5. $CO_{2(г)} + H_{2(г)} \leftrightarrow CO_{(г)} + H_2O_{(г)}$; $\Delta H < 0$

с повышением температуры? понижением давления?

1.6. $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2SO_{3(г)}$; $\Delta H < 0$

$CaCO_{3(к)} \leftrightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$; $\Delta H < 0$

при повышении давления?

1.7. $2H_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(ж)}$; $\Delta H = -484$ кДж

$CaCO_{3(к)} \leftrightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$; $\Delta H = -179$ кДж

при повышении давления? при повышении температуры?

1.8. $3H_2O_{(г)} + 2Fe_{(к)} \leftrightarrow Fe_2O_{3(к)} + 3H_{2(г)}$; $\Delta H < 0$

при понижении температуры? Напишите выражение константы равновесия данной реакции.

1.9. $O_{2(г)} + 4HCl_{(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{(2)}$ $\Delta H < 0$

при понижении температуры? Как следует изменить температуру, давление, чтобы повысить выход хлора?

1.10. $N_2O_{4\,(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$; $\Delta H > 0$

при повышении температуры? давления?

1.11. $2HBr_{(г)} \leftrightarrow H_{2(г)} + Br_{2(г)}$; $\Delta H > 0$

$2NO_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)} + O_{2(г)}$; $\Delta H < 0$

при уменьшении давления? температуры?

1.12. $2H_2O_{2(ж)} \leftrightarrow 2H_2O_{(ж)} + O_{2(г)}$; $\Delta H > 0$

при увеличении концентрации кислорода? при увеличении температуры?

1.13. $PCl_{5(г)} \leftrightarrow PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)}$; $\Delta H < 0$

$2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow 2NOCl_{(г)}$; $\Delta H > 0$

при повышении температуры? давления?

1.14. $C_{(графит)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{(г)}$; $\Delta H > 0$

при уменьшении концентрации CO? Как изменится содержание CO в равновесной смеси: а) с повышением температуры при неизменном давлении? б) с ростом общего давления при неизменной температуре? Изменится ли константа равновесия при повышении общего давления?

1.15. $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$; $\Delta H < 0$

$CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_2O_{(г)}$; $\Delta H < 0$

при понижении температуры?

1.16. $MgCO_{3(к)} \leftrightarrow MgO_{(к)} + CO_{2(г)}$ при повышении давления? увеличении концентрации CO_2?

1.17. $CaO_{(к)} + 3C_{(графит)} \leftrightarrow CaC_{2(к)} + CO_{(г)}$; $\Delta H > 0$

с увеличением давления? концентрации CO?

1.18. $H_2S_{(г)} \leftrightarrow H_{2(г)} + S_{(к)}$ при повышении давления?

2. Напишите выражение константы равновесия для следующих реакций (K_C, K_P):

2.1. $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$

2.2. $N_2O_{4(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$

2.3. $CO_{2(г)} + C_{(графит)} \leftrightarrow 2CO_{(г)}$

2.4. $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$

2.5. $CaO_{(к)} + 3C_{(графит)} \leftrightarrow CaC_{2(к)} + CO_{(г)}$

2.6. $FeO_{(к)} + CO_{(г)} \leftrightarrow Fe_{(к)} + CO_{2(г)}$

2.7. $2H_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(г)}$

2.8. $2HBr_{(г)} \leftrightarrow H_{2(г)} + Br_{2(г)}$

2.9. $3Fe_{(к)} + 4H_2O_{(г)} \leftrightarrow 4H_{2(г)} + Fe_3O_{4(к)}$

2.10. $CaCO_{3(к)} \leftrightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$

2.11. $CO_{2(г)} + 2NH_{3(г)} \leftrightarrow H_2O_{(г)} + CO(NH_2)_{2(к)}$

2.12. $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} \leftrightarrow 2SO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$

2.13. $MgCO_{3(к)} \leftrightarrow MgO_{(к)} + CO_{2(г)}$

2.14. $H_{2(г)} + Br_{(г)} \leftrightarrow 2HBr_{2(г)}$

2.15. $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)}$

3. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO_2] = 0,02$; $[NO] = 0,08$; $[O_2] = 0,04$ моль/л. Найдите константу равновесия и исходную концентрацию NO_2.

4. Равновесие в системе $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrow 2HI_{(г)}$ установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,125$; $[I_2] = 0,025$; $[HI] = 0,45$ моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода.

5. После смешивания газов А и В в системе $А_{(г)} + В_{(г)} \leftrightarrow С_{(г)} + Д_{(г)}$ установилось равновесие при следующих кон-центрациях: $[В] = 0,5$; $[С] = 0,2$ моль/л; константа равновесия равна $4 \cdot 10^{-2}$. Найдите исходные концентрации веществ А и В.

6. В замкнутом сосуде протекает реакция: $АВ_{(г)} \leftrightarrow А_{(г)} + В_{(г)}$. Константа равновесия реакции равна 0,4; а равновесная концентрация вещества В составляет 0,9 моль/л. Найдите начальную концентрацию вещества АВ.

7. Рассчитайте константу равновесия реакции окисления этанола в этаналь при 310К. Сделайте вывод об обратимости реакции. Влиянием температуры на ΔH и ΔS можно пренебречь.

8. Для реакции синтеза метанола из водорода и оксида углерода (II) при 25^0C $\Delta G<0$ и $\Delta S<0$. Увеличится ли выход продукта при одновременном повышении температуры и понижении давления?

9. Рассчитайте константу химического равновесия реакции гидролиза глицил-глицина при 310^0C, если $\Delta G^0 = -15,08$ кДж·моль$^{-1}$. Обратима ли данная реакция?

ТЕМА Ш. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ КИНЕТИКИ БИОХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химическая кинетика изучает скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов. Методы химической кинетики широко используют в медицине. Скорости протекания различных этапов превращения веществ в организме изучает хемобиокинетика. Скорости биохимических реакций сбалансированы, за счет чего обеспечивается стационарное состояние организма. Изменение скорости какой-либо реакции, обусловленное воздействием факторов окружающей среды или особенностями развития организма, может быть причиной развития патологии. Физиотерапевтические методы лечения основаны на изменении условий протекания реакций, а фармакотерапевтические методы – на введении веществ, влияющих на скорость реакции.

По теме III студент должен ***знать*** понятия: простая и сложная реакция, кинетическое уравнение реакции, константа скорости; зависимость скорости реакции от природы вещества, концентрации, температуры и других факторов. Правило Вант-Гоффа; уравнение Аррениуса; ***уметь*** рассчитывать скорость реакции; рассчитывать изменение скорости при изменении температуры.

Вопросы для подготовки

1. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.
2. Закон действующих масс и его применимость к гомогенным и гетерогенным процессам. Константа скорости реакции; факторы, от которых она зависит.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции, его особенности для биохимических процессов.
4. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Теория активных соударений. Понятие о теории переходного состояния.
5. Катализ и катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализатор. Ферментативный катализ, механизм ферментативного катализа.

Тесты

1. Скоростью гомогенной химической реакции называется:
   1.1. промежуток времени, за который происходит полное превращение исходных веществ в продукты реакции;
   1.2. число элементарных актов химической реакции, происходящих в единицу времени в единице объема;
   1.3. время, в течение которого превращается половина взятого количества вещества.
2. Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции $H_{2(г)}$ + $Br_{2(г)} \leftrightarrow 2HBr_{(г)}$, при условии ее элементарности, увеличится в ______ раз:
   2.2. 10; 2.2. 20; 2.3. 100; 2.4. 50.
3. Закон действующих масс для реакции $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$ имеет вид:
   3.1. $\vec{V} = \vec{k} \cdot C_{CO}$; 3.2. $\vec{V} = \vec{k} \cdot C_{CO_2}$;
   3.3. $\vec{V} = \vec{k} \cdot C^2{}_{CO} \cdot C_{O_2}$; 3.4. $\vec{V} = \vec{k} \cdot C_{O_2}$
4. Закон действующих масс для реакции $CaCO_{3(к)} = CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$ имеет вид:
   4.1. $\vec{V} = \vec{k} \cdot C_{CO_2}$; 4.2. $\vec{V} = \vec{k} \cdot p_{CO_2}$;
   4.3. $\vec{V} = \vec{k} \cdot C_{CaCO_3}$; 4.4. $\vec{V} = \vec{k}$.
5. Как изменится скорость реакции $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(ж)}$ при увеличении концентрации SO_2 в 2 раза:
   5.1. уменьшится в 2 раза;
   5.2. увеличится в 2 раза;
   5.3. уменьшится в 4 раза;
   5.4. увеличится в 4 раза.
6. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз. Температурный коэффициент равен 3.
   6.1. на 30; 6.2. на 9; 6.3. на 27; 6.4. на 3

7. При температуре 20° С реакция протекает за 2 мин. Сколько минут потребуется для этой реакции при 0°С. Температурный коэффициент равен 2.

7.1. 4 мин; 7.2. 8 мин; 7.3. 1 мин; 7.4. 2,5 мин.

8. Как изменится скорость реакции $Fe_3O_{4(к)} + 4H_{2(г)} = 3Fe_{(к)} + 4H_2O_{(г)}$ при уменьшении давления в системе в 2 раза:

8.1. увеличится в 4 раза;
8.2. уменьшится в 16 раз;
8.3. уменьшится в 8 раз;
8.4. не изменится.

9. Уравнение Аррениуса имеет вид:

9.1. $k = A \cdot e^{-\frac{E_{акт}}{RT}}$; 9.2. $E_{акт} = \Delta H$;

9.3. $V = k \cdot C$; 9.4. $V = \frac{dC}{dt}$.

10. Энергия активации – это:

10.1. энергия, необходимая для отрыва электрона от атома;
10.2. избыточная по сравнению со средней энергия молекул, необходимая для химического взаимодействия между ними;
10.3. энергия, выделяющаяся (или поглощающаяся) при разложении 1 моль вещества.

11. Константа скорости реакции $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightarrow AB_{2(г)}$ равна 2 $л^2/моль^2$. Рассчитайте скорость данной реакции, если концентрация вещества А – 0,1 моль/л, вещества В – 0,2 моль/л.

11.1. 0; 11.2. 0,008; 11.3. 0,8; 11.4. 0,004

12. Константа скорости реакции $2A_{(г)} + B_{(к)} \rightarrow A_2B_{(кр)}$ равна 0,5 л/моль. Рассчитайте скорость данной реакции, если концентрация вещества А – 0,1 моль/л.

12.1. 0,025; 12.2. 0,1; 12.3. 0,005; 12.4. 0,01

Задачи и упражнения

1. Выразите математически скорость реакций:

1.1. $4Al_{(к)} + 3O_{2(г)} = Al_2O_{3(к)}$
1.2. $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} = 2HCl_{(г)}$
1.3. $FeO_{(к)} + H_{2(г)} = Fe_{(к)} + H_2O_{(г)}$
1.4. $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} = 2NOCl_{(г)}$
1.5. $MgO_{(к)} + CO_{2(г)} = MgCO_{3(к)}$
1.6. $FeCl_{3(р-р)} + 3KSCN_{(р-р)} = Fe(SCN)_{3(р-р)} + 3KCl_{(р-р)}$
1.7. $2NO_{(г)} = N_{2(г)} + O_{2(г)}$
1.8. $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$
1.9. $Zn_{(к)} + 2HCl_{(г)} = ZnCl_{2(к)} + H_{2(г)}$
1.10. $CaCO_{3(к)} = CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$

1.11. $BaO_{(к)} + CO_{2(г)} = BaCO_{3(к)}$
1.12. $CH_3COOC_2H_5 + H_2O = CH_3COOH + C_2H_5OH$
1.13. $Ag_2O_{(к)} + CO_{2(г)} = Ag_2CO_{3(к)}$
1.14. $H_{2(г)} + I_{2(г)} = 2HI_{(г)}$
1.15. $H_2O_{(г)} + Mg_{(к)} = MgO_{(к)} + H_{2(г)}$

2. Как изменится скорость реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ при увеличении концентрации SO_2 в 3 раза. Каков физический смысл константы скорости?

3. Две реакции протекают при 25°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,0, второй – 2,5. Найдите отношение скоростей этих реакций при 95°C.

4. Во сколько раз изменится скорость реакции, если температуру увеличить на 50°, температурный коэффициент равен 2. Почему скорость реакции изменяется с изменением температуры?

5. Константа скорости реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow$ равна 1,5 моль/л·мин. Рассчитайте скорость реакции при $C_A = 0,5$ моль/л и $C_B = 0,3$ моль/л.

6. Реакция протекает по уравнению: $2A \rightarrow B$. Определите концентрацию А, если константа скорости равна 4, скорость – 16 моль/л сек.

7. Каков температурный коэффициент реакции, если при нагревании от 150 до 170°C скорость ее возрастает в 6,25 раза?

8. Во сколько раз изменится скорость реакции, если температуру увеличить на 60°? Температурный коэффициент равен 2.

9. Константа скорости реакции $2A + B \rightarrow$ равна 2,0 моль/л·мин. Рассчитайте скорость реакции при $C_A = 0,3$ моль/л и $C_B = 0,2$ моль/л.

10. Во сколько раз изменится скорость реакции, если температуру увеличить на 20°, температурный коэффициент равен 4.

11. Как изменится скорость реакции при увеличении давления в сосуде в 2 раза?

$$FeO_{(к)} + H_{2(г)} = Fe_{(к)} + H_2O_{(г)}$$
$$2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} = 2NOCl_{(г)}$$

12. Константа скорости реакции 2A + B равна 2,5 моль/л. Рассчитайте скорость реакции при $C_A = 0,2$ моль/л и $C_B = 0,3$ моль/л.

13. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$, если концентрацию кислорода увеличить в 2 раза?

14. Как изменится скорость реакции $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ при увеличении давления в сосуде в 2 раза? Запишите выражение скорости данной реакции.

15. Температурный коэффициент реакции разложения уксусного альдегида при 230°C равен 2. При какой температуре скорость реакции возрастает в 64 раза?

16. Во сколько раз увеличится время, необходимое для завершения реакции гидролиза ацетоуксусного эфира, если температуру понизить на 40°C? Температурный коэффициент равен 3.

17. Две реакции протекают с одинаковой скоростью при 20°C. Для первой реакции $\gamma = 5$, для второй $\gamma = 2,5$. Каково отношение скоростей этих реакций при 70°C?

18. На сколько градусов нужно понизить температуру, чтобы скорость реакции уменьшилась в 125 раз при $\gamma = 5$?

19. Константа скорости реакции разложения хлорной извести в воде при 25°С равна $9{,}3 \cdot 10^{-3}$ $мин^{-1}$. Вычислите константу скорости этой реакции при 45°С, если $\gamma = 2{,}5$.

20. Вычислите, при какой температуре реакция закончится в течение 20 мин, если при 20°С на это требуется 3 ч. Принять $\gamma = 3$.

21. Константа скорости реакции:
$(CH_3CO)_2O_{(ж)} + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow 2CH_3COOH_{(ж)}$ при 15°С равна 0,0454 $мин^{-1}$. Исходная концентрация уксусного ангидрида была равна 0,5 моль/л. Чему равна скорость прямой реакции? Чему равна скорость прямой реакции, когда концентрация уксусной кислоты станет равной 0,1 моль/л?

21. Температурный коэффициент скорости реакции гидролиза 5 % раствора норсульфазола натрия равен 3. При какой температуре нужно проводить «искусственное старение» препарата, чтобы скорость его разрушения возросла в 80 раз?

22. При увеличении температуры от 30° С до 50° С скорость затвердевания пломбировочного материала увеличилась в 6,25 раза. Во сколько раз уменьшится скорость процесса затвердевания при понижении температуры на 10°?

ТЕМА IV. РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Учение о растворах представляет для медиков особый интерес, поскольку растворы имеют большое значение в биологии, физиологии, медицине и фармации. Растворами являются биологические жидкости организма: кровь, лимфа, спинномозговая и другие жидкости. Усвоение пищи связано с переходом питательных веществ в растворенное состояние. Биохимические реакции в живых организмах протекают в растворах. Лекарственные вещества эффективны лишь в растворенном состоянии или переходят в растворенное состояние в организме.

Важнейшей характеристикой раствора является его концентрация. Этой величиной определяются многие свойства растворов.

По теме IV студент должен ***знать*** основные понятия: раствор, растворитель, растворенное вещество;способы выражения концентрации растворов; ***уметь*** рассчитывать концентрацию растворов; рассчитывать массу вещества или объем концентрированного раствора, необходимые для приготовления заданного объема раствора определенной концентрации; переходить от одного способа выражения концентрации к другому; ***владеть*** техникой работы с химической мерной посудой; на аналитических весах; навыками приготовления раствора заданной концентрации; навыками титрования.

Вопросы для подготовки

1. Понятие эквивалента. Фактор эквивалентности.
2. Расчет молярной массы эквивалента элементов и соединений.
3. Закон эквивалентов. Следствия из закона эквивалентов.
4. Понятие концентрации раствора.
5. Способы выражения концентрации раствора.
6. Массовая доля. Моляльная концентрация. Мольная доля.
7. Молярная и молярная концентрация эквивалента. Титр.
8. Переход от одного способа выражения концентрации к другому.
9. Приготовление раствора заданной концентрации из сухого вещества и более концентрированного раствора.

Тесты

1. В какой реакции фактор эквивалентности азотной кислоты не равен единице?
   1.1. $2HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$;
   1.2. $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHNO_3 + H_2O$;
   1.3. $HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$;
   1.4. $10HNO_3 + 4Mg \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$.
2. Какое количество вещества (эквивалентов) составляют 106 г Na_2CO_3?
   2.1. 1; 2.2. 2; 2.3. 0,5; 2.4. 17,67
3. В каких единицах измеряется молярная концентрация раствора?
   3.1. моль·кг$^{-1}$; 3.2. моль·л$^{-1}$;
   3.3. мольн. %; 3.4. безразмерная величина
4. Для раствора какого вещества молярная концентрация совпадает с молярной концентрацией эквивалента?
   4.1. $NaOH$; 4.2. Na_2CO_3;
   4.3. H_2SO_4; 4.4. $BaCl_2$
5. Какая масса хлорида кальция содержится в 2 г раствора с $\omega_{CaCl_2} = 10\%$?
   5.1. 0,2 г; 5.2. 2 г; 5.3. 20 мг; 5.4. 1 г
6. Какова молярная концентрация раствора, в 100 мл которого содержится 18 г глюкозы?
   6.1. 18; 6.2. 1; 6.3. 0,1; 6.4. 1,8
7. Какова молярная концентрация (физиологического) изотонического раствора NaCl $\omega = 0{,}9\%$ ($\rho \approx 1$ г/мл)?
   7.1. 0,90; 7.2. 0,30; 7.3. 0,15; 7.4. 0,075
8. Какую массу йода и какой объем этилового спирта ($\rho = 0{,}8$ г/мл) необходимо взять для приготовления 200 г йодной тинктуры с массовой долей йода 5%?

8.1. 5 г, 238 мл; 8.2. 10 г, 238 мл;
8.3. 10 г, 200 мл; 8.4. 5 г, 200 мл

9. Какова молярная концентрация раствора карбоната натрия, если его титр равен 0,0106 г/мл?
9.1. 0,0001 моль/л; 9.2. 0,1 моль/л;
9.3. 0,2 моль/л; 9.4. 0,002 моль/л

10. Какой объем раствора NaOH C = 0,1 моль/л потребуется для полной нейтрализации раствора, содержащего 0,05 моль HC1?
10.1. 0,5 мл; 10.2. 50 мл; 10.3. 0,5 л; 10.4. 0,1 л

Задачи и упражнения

1. Определите массу кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, необходимую для приготовления 1 кг раствора с ω = 4%.

2. Рассчитайте массу сульфата натрия, которую нужно взять для приготовления 200 г раствора с ω = 5%. Сколько еще необходимо добавить соли, чтобы раствор стал 40%?

3. Рассчитайте массу $Ba(OH)_2$ в 400 мл раствора с $C^э$ = 0,2 моль экв/л. Определите молярную концентрацию данного раствора.

4. Укажите молярную концентрацию раствора, содержащего 440 г $CuSO_4$ в 4 л раствора. Чему равна молярная концентрация эквивалента данного раствора?

5. Определите массу растворенного вещества и растворителя в 40 г водного раствора хлорида натрия с ω = 20%. Какова молярная концентрация эквивалента данного раствора? ρ = 1 г/мл.

6. Сколько г иода и мл спирта содержится в 100 г раствора с ω = 5%? Плотность спирта 0,8 г/мл. Сколько мл спирта необходимо добавить к данному объему, чтобы раствор стал 3%?

7. В дистиллированной воде растворили питьевую соду ($NaHCO_3$) массой 4,2 г. Вычислите молярную концентрацию и титр вещества в полученном растворе, если его объем равен 200 мл.

8. Определите мольную долю глюкозы в растворе, содержащем 18 г глюкозы и 720 г воды. Какова моляльная концентрация данного раствора?

9. 5,85 г хлорида натрия растворено в 540 мл воды. Определите мольную долю растворенного вещества в приготовленном растворе. Рассчитайте молярную концентрацию данного раствора.

10. В практике водный раствор $KMnO_4$ с ω = 5% используется для смазывания обожженных мест и как кровоостанавливающее средство, а раствор с ω = 2% - для полоскания горла. Сколько г кристаллического вещества необходимо взять для приготовления: а) 1 л раствора с ω = 5%; б) стакана (V = 200 мл) раствора с ω = 2%?

11. Сколько мл соляной кислоты $C^э$ = 0,1 моль экв/л получится из 5 мл раствора с ω = 20%, плотность которого 1,098 г/мл?

12. Какой объем серной кислоты с ω = 56% и ρ = 1,46 г/мл требуется для приготовления 1 л раствора с $C^э$ = 0,1 моль экв/л?

13. Сколько г хлорида натрия необходимо взять для приготовления 1 л изотонического раствора (ω = 0,9%)? Какова его молярная концентрация?

14. Сколько таблеток «гидроперита» необходимо растворить в стакане воды (V = 200 мл), чтобы получить раствор H_2O_2 с ω = 5% для дезинфекции шприцов? Массовая доля пероксида водорода в таблетке ~ 33%. Масса одной таблетки 1,5 г.

15. Сколько таблеток «гидроперита», содержащего 33% пероксида водорода, необходимо растворить в стакане воды (V=200 мл), чтобы получить раствор H_2O_2 с ω = 3% для полоскания горла? Масса одной таблетки – 1,5 г.

16. Кальция хлорид широко используется в медицинской практике. Какая масса кристаллического $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ и какой объем воды потребуются для приготовления 100 мл 3 % раствора ($\rho_{р-ра}$ = 1 г/мл)? Какова молярная концентрация такого раствора?

17. Содержание ионов Cu^{2+} в плазме крови составляет 85-134 мкг%. Вычислите содержание Cu^{2+} в плазме крови в моль/л, если $\rho_{крови}$ = 1,03 г/мл. Микрограмм % (мкг %) – показывает массу вещества в мг, которая содержится в 100 мл раствора.

18. Цинка хлорид используется в качестве вяжущего и антисептического средства. Определите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, массовую долю и титр раствора, содержащего 5 г $ZnCl_2$ в 100г раствора (ρ = 1 г/мл).

19. Содержание ионов K^+ в плазме крови в норме колеблется от 13,7 до 24,0 мг%. Вычислите концентрацию ионов K^+ в плазме крови в моль/л (ρ = 1,025 г/мл).

20. При недостаточной кислотности желудочного сока применяют внутрь (часто вместе с пепсином) разбавленную соляную кислоту с массовой долей 8 %. Определите мольные доли HCl и H_2O в этом растворе.

21. Показаниями к применению калия хлорида являются гипокалиемия, интоксикация наперстянкой, аритмия различного происхождения. Вычислите молярную, моляльную концентрации KCl в растворе, содержащем 245,7 г соли в 1000 г воды (ρ = 1,13 г/мл), а также мольные доли соли и воды.

22. Для обработки ран используется раствор с массовой долей пероксида водорода 3 % (ρ = 1 г/мл). Как приготовить 250 мл такого раствора из концентрированного раствора с массовой долей H_2O_2 30 % (ρ = 1 г/мл)? Какова молярная концентрация исходного и полученного раствора?

23. Раствор Люголя, применяющийся в ЛОР-практике для смазывания слизистой оболочки полости рта и горла, содержит в 17 мл воды 1 г йода и 2 г калия иодида. Рассчитайте массовые доли I_2 и KI в растворе Люголя.

24. Для оттока раневого содержимого наружно используют 3,5 или 10 % растворы натрия хлорида. Вычислите объем воды, который нужно

добавить к 50 г 20 % раствора NaCl для получения растворов NaCl: а) 3 %-го; б) 5 %-го; в) 10 %-го.

25. Нашатырный спирт – это водный раствор аммиака. Для получения нашатырного спирта в 300 г воды растворили 112 л аммиака (н.у.). Вычислите массовую долю аммиака в полученном растворе.

26. Определите объем 1 М раствора уксусной кислоты, необходимой для нейтрализации 17,2 мл раствора KOH, молярная концентрация эквивалента которого 0,5 моль экв/л.

27. Определите молярную концентрацию раствора HCl, если на взаимодействие с 20 мл HCl идет 8 мл KOH с титром 0,035 г/мл.

28. На взаимодействие с 65 мл раствора серной кислоты пошло 16,25 мл раствора гидроксида натрия с $C^э$ = 0,1 моль экв/л. Определите молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты и массу серной кислоты во взятом объеме.

29. При отравлениях ляписом желудок промывают 2 % раствором натрия хлорида. Рассчитайте массу AgCl, которая получится при реакции серебра нитрата массой 0,1 г с избытком NaCl.

30. Для нейтрализации 5 мл раствора серной кислоты потребовалось 4,78 мл раствора гидроксида натрия с $C^э$ = 0,1012 моль экв/л. Вычислите молярную концентрацию эквивалента и титр кислоты.

31. Какой объем раствора HC1 (ρ = 1,018 г/мл) необходимо добавить к 100 мл раствора нитрата серебра с $C^э$ = 0,1 для полного осаждения Ag^+ в виде хлорида серебра?

32. При нейтрализации некоторой кислоты гидроксидом натрия на взаимодействие с 1,125 г кислоты идет 1 г гидроксида натрия. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты.

33. Определите титр раствора соды Na_2CO_3, если на взаимодействие с 5,3 мл его идет 8 мл раствора соляной кислоты. $C^э_{(HCl)}$ = 0,5 моль экв/л.

34. Определите объем раствора нитрата серебра, который требуется для осаждения 7,45 г хлорида калия из его раствора. $C^э_{(AgNO_3)}$ = 0,3 моль экв/л.

35. Определите молярную концентрацию эквивалента $KMnO_4$ в приготовленном титранте, если на титрование в кислой среде химически чистого дигидрата щавелевой кислоты массой 0,063 г израсходовано раствора $KMnO_4$ объемом 10,25 мл.

36. Какова масса карбоната натрия в растворе, если на взаимодействие с ним идет $\frac{10}{53}$ л соляной кислоты? $C^э_{(к)}$ = 0,5 моль экв/л.

37. Для полного осаждения $CaSO_4$ из 100 г раствора $CaCl_2$ с ω = 11,1% потребовалось 20 мл H_2SO_4. Найдите молярную концентрацию эквивалента этой кислоты.

38. Какая масса соды Na_2CO_3 была растворена в мерной колбе на 500 мл, если 2 мл приготовленного раствора взаимодействуют с 4,9 мл раствора H_2SO_4? $T_{H_2SO_4} = 4 \cdot 10^{-3}$ г/мл.

39. К 10 мл раствора гидроксида калия добавили 20 мл раствора серной кислоты с $C^э$ = 0,12 моль экв/л. Для нейтрализации избытка кислоты потребовалось прилить к раствору 5 мл раствора гидроксида натрия с $C^э$ = 0,09 моль экв/л. Вычислите молярную концентрацию эквивалента взятого раствора гидроксида калия.

40. Для определения остаточного свободного хлора в водопроводной воде к 200 мл ее добавили избыток йодида калия. выделившийся при этом йод был оттитрован 0,001 М раствором тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$) V = 2,1 мл. Рассчитайте массу остаточного хлора в исследуемой воде, мг/л. Сравните полученное содержание с предельно допустимой концентрацией (ПДК = 0,3 мг/л).

ТЕМА V. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ И ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Растворы представляют для биологии, физиологии и медицины особый интерес, так как все важнейшие биологические системы (цитоплазма, кровь, лимфа, слюна, моча, пот и др.) являются водными растворами солей, белков, углеводов и др. Усвоение пищи, транспорт метаболитов, большинство биологических реакций в живых организмах протекают в растворах.

Лекарственные вещества эффективны лишь в растворенном состоянии или должны перейти в растворенное состояние в организме.

Изучение свойств растворов показывает, что их поведение подчиняется ряду законов, которые необходимо учитывать в медицинской практике.

По теме V студент должен ***знать*** основные понятия: электролитическая диссоциация, слабый и сильный электролит, активность и коэффициент активности, ионная сила раствора, ионное произведение воды, водородный показатель; взаимосвязь между указанными величинами, факторы, от которых они зависят; особенности поведения растворов сильных электролитов; физико-химические основы водно-электролитного состава в организме; ***уметь*** рассчитывать концентрацию ионов в растворе, активную концентрацию ионов, ионную силу раствора; оценивать характер среды водного раствора различных электролитов; ***владеть*** экспериментальными методами определения pH биологических жидкостей.

Вопросы для подготовки

1. Что называется истинным раствором?
2. Свойства истинных растворов НМС и ВМС.
3. Механизм образования растворов. Факторы, влияющие на растворимость.

4. Растворимость газов в жидкостях. Термодинамическая характеристика растворения газов в жидкостях. Коэффициент абсорбции. Зависимость растворимости газов: от давления (закон Генри и Генри-Дальтона), от температуры. Влияние электролитов на растворимость газов (закон И.М.Сеченова). Значение данных законов для живых организмов.
5. Слабые электролиты. Ионизация слабых электролитов. Применение закона действующих масс к процессу ионизации слабых электролитов. Степень и константа ионизации. Закон разведения Оствальда.
6. Электролитическая диссоциация сильных электролитов. Активность ионов в растворах сильных электролитов. Ионная сила раствора.
7. Ионное произведение воды. Количественная характеристика кислой, нейтральной и щелочной сред. Изменение ионного произведения воды с температурой. Водородный и гидроксильный показатели для характеристики среды. Постоянство pH различных биологических жидкостей. Нарушение кислотно-основного равновесия при различных заболеваниях.
8. Методы определения pH растворов.

Тесты

1. Водородный показатель – это:
   1.1. молярная концентрация ионов H^+ в растворе;
   1.2. натуральный логарифм молярной концентрации протонов;
   1.3. отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации протонов.
2. pH раствора уксусной кислоты равен 2. Определите значения C_{H^+}, C_{OH^-}, pOH при стандартных условиях:
   2.1. C_{H^+}, моль/л = 10^{-2}, C_{OH^-}, моль/л = 10^{-2}, pOH = 2;
   2.2. C_{H^+}, моль/л = 10^{-2}, C_{OH^-}, моль/л = 10^{-12}, pOH = 12;
   2.3. C_{H^+}, моль/л = 10^{-7}, C_{OH^-}, моль/л = 10^{-7}, pOH = 7;
   2.4. C_{H^+}, моль/л = 10^{-12}, C_{OH^-}, моль/л = 10^{-2}, pOH = 12.
3. Константа ионизации - это:
   3.1. отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул;
   3.2. отношение равновесной молярной концентрации молекул к произведению равновесных молярных концентраций ионов в степенях их стехиометрических коэффициентов;
   3.3. константа равновесия процесса ионизации электролита.
4. Константа ионизации синильной кислоты равна 10^{-10}. Рассчитайте pH 0,01M раствора:
   4.1. 6; 4.2. 2; 4.3. 3; 4.4. 5.
5. Степень ионизации – это:

5.1. отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к числу не распавшихся молекул;
5.2. отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул;
5.3. отношение произведения молярных концентраций ионов к молярной концентрации молекул.

6. Что произойдет, если к водному раствору аммиака добавить хлорид аммония?
6.1. увеличится C_{OH^-};
6.2. уменьшится C_{OH^-};
6.3. pH не изменится;
6.4. pH увеличится.

7. Сравните pH 0,1M растворов азотной и азотистой кислот:
7.1. $pH_{HNO_3} = pH_{HNO_2}$;
7.2. $pH_{HNO_3} > pH_{HNO_2}$;
7.3. $pH_{HNO_3} < pH_{HNO_2}$.

8. Сравните концентрацию протонов в растворах HF и HCl. pH растворов равен 2:
8.1. $C_{H^+(HF)} = C_{H^+(HCl)}$;
8.2. $C_{H^+(HF)} > C_{H^+(HCl)}$;
8.3. $C_{H^+(HF)} < C_{H^+(HCl)}$.

9. При разведении 1 M раствора NaOH в 100 раз
9.1. водородный показатель уменьшится на 2 единицы;
9.2. водородный показатель уменьшится на 1 единицу;
9.3. водородный показатель возрастет на 2 единицы;
9.4. гидроксильный показатель уменьшится на 2 единицы.

10. Водородный показатель водного раствора слабой кислоты может быть рассчитан по формуле:
10.1. $pH = pC_{к\text{-}ты}$;
10.2. $pH = \frac{1}{2}(pC_{к\text{-}ты} + pK_{к\text{-}ты})$;
10.3. $pH = pK_{к-ты} + \lg\frac{\nu_{соли}}{\nu_{к-ты}}$.

11. Для приготовления 3 л раствора NaOH с pH = 10 необходима масса NaOH, равная
11.1. 0,04 г; 11.2. 0,012 г;
11.3. 4,0 г; 11.4. 12,0 г.

12. Рассчитайте ионную силу раствора, 1 л которого содержит 0,01 моль NaCl, 0,02 моль Na_2SO_4:
12.1. 0,05; 12.2. 0,06; 12.3. 0,07; 12.4. 0,08.

13. Сравните коэффициент активности H^+ в растворах H_2SO_4 и HCl; $C^э$ = 0,1 моль экв/л:

13.1. $f_{H^+(H_2SO_4)} = f_{H^+(HCl)}$;

13.2. $f_{H^+(H_2SO_4)} > f_{H^+(HCl)}$;

13.3. $f_{H^+(H_2SO_4)} < f_{H^+(HCl)}$.

14. Определите знак изменения энтальпии растворения газов в жидкостях:

14.1. $\Delta H > 0$; 14.2. $\Delta H < 0$;
14.3. $\Delta H = 0$; 14.4. может быть $\Delta H < 0$ или $\Delta H > 0$.

15. Определите знак изменения энтальпии растворения твердых веществ в жидкостях:

15.1. $\Delta H > 0$; 15.2. $\Delta H < 0$;
15.3. $\Delta H = 0$; 15.4. может быть $\Delta H < 0$ или $\Delta H > 0$.

Задачи и упражнения

1. Вычислите концентрацию ионов H^+ в следующих растворах: а) моча pH = 6,1; б) слюна pH = 6,6; в) лимонный сок pH = 2,3; г) раствор питьевой соды pH = 8,5; д) венозная кровь pH = 7,36.

2. В качестве наружного антисептического средства применяется водный раствор борной кислоты. Рассчитайте степень ионизации борной кислоты, если 12,4 мг ее находится в 2 мл раствора.

3. Объясните, почему pH $1{,}0 \cdot 10^{-10}$M раствора хлоро-водородной кислоты не равен 10,0.

4. Многие не слишком большие органические молекулы, содержащие основные атомы азота, в нейтральной форме плохо растворимы в воде, но в виде кислой соли их растворимость часто гораздо выше. Считайте, что pH желудочного сока равен 2,5; укажите, находится ли каждое из указанных ниже соединений в желудке в нейтральной или же в протонированной форме: никотин, $K_b = 7 \cdot 10^{-7}$; кофеин, $K_b = 4 \cdot 10^{-14}$; стрихнин, $K_b = 1{,}0 \cdot 10^{-6}$; хинин, $K_b = 1{,}1 \cdot 10^{-6}$.

5. Морфин представляет собой слабое основание, содержащее основной атом азота. Его pK_b равен 6,1. Определите pH $1{,}0 \cdot 10^{-3}$M водного раствора морфина.

6. Заменитель сахара сахарин представляет собой слабую кислоту с $K_a = 11{,}68$ при 25°C. В водном растворе он ионизирует по уравнению: $HNC_7H_4SO_{3\,(водн.)} \leftrightarrow H^+_{(водн.)} + NC_7H_4SO_3^-{}_{(водн.)}$

Вычислите pH 0,1M раствора этого вещества.

7. Сколько г аммиака необходимо для приготовления 1 л раствора с pH = 10 при температуре 37°C, если $\alpha = 1{,}3\%$.

8. Определите концентрацию в моль/л и г/л уксусной кислоты с pH = 4, если $\alpha_{CH_3COOH} = 1{,}3\%$.

9. Рассчитайте степень ионизации синильной кислоты, если $K_{ион.\ HCN} = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$; концентрация кислоты – 0,01 моль/л.

10. Как изменится водородный показатель, если к 10 л воды добавили 1 моль гидроксида натрия?

11. Рассчитайте концентрацию протонов и pH раствора, содержащего $2 \cdot 10^{-4}$ моль муравьиной кислоты в 2 л воды, если $\alpha = 0{,}01$.

12. Определите концентрацию протонов и HSO_3^- в 0,01М растворе сернистой кислоты. $K_{ион.H_2SO_3} = 1{,}6 \cdot 10^{-2}$.

13. Рассчитайте C_{OH^-} в моль/л в 0,001М растворе гидрата аммиака, если $K_{ион.} = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$.

14. Одинакова ли концентрация протонов в растворах соляной и муравьиной кислот при концентрации 3 моль/л, если $\alpha_{HCOOH} = 0{,}03$?

15. pH раствора азотной кислоты равен 3, pH раствора уксусной кислоты равен 3. Одинакова ли концентрация кислот в этих растворах, если $\alpha_{HNO_3} = 100\%$, а $\alpha_{CH_3COOH} = 1{,}3\%$.

16. Определите концентрации протонов, гидроксид-ионов и pH растворов 0,0001М хлороводорода и 0,0001М гидрата аммиака, если $\alpha_{NH_3 \cdot H_2O} = 1\%$.

17. Определите концентрации протонов, гидроксид-ионов и pH раствора, полученного при добавлении к 1 л воды 0,01 моль хлороводорода.

18. Определите pa_{H^+} в 0,1М растворе хлороводорода с добавкой 0,02 моль/л хлорида цинка.

19. Рассчитайте pa_{H^+} в растворе, содержащем 0,1 моль/л хлороводорода и 0,02 моль/л хлорида кальция.

20. Рассчитайте ионную силу раствора с содержанием 0,15 моль хлорида бария, 0,02 моль хлорида лития и 0,01 моль нитрата кальция в 1 л.

21. Рассчитайте a_{H^+} в растворе, содержащем 0,12 моль хлороводорода и 0,02 моль сульфата калия в 2 л раствора.

22. Рассчитайте ионную силу раствора, содержащего 0,05 моль хлорида цинка и 0,01 моль сульфата калия в 1 л.

23. Определите a_{H^+} в растворе $C^э = 0{,}1$моль экв/л хлороводорода с добавками 0,03 моль/л хлорида кальция и 0,01 моль/л сульфата натрия.

24. Рассчитайте ионную силу раствора, содержащего 0,02 моль/л нитрата калия, 0,01 моль/л нитрата алюминия и 0,15 моль/л хлорида алюминия.

25. Рассчитайте ионную силу плазмозаменяющего раствора «хлосоль», который готовят по прописи: натрия ацетат – 0,36 г; натрия хлорид – 0,475 г; калия хлорид – 0,15 г; вода для инъекций – до 100 мл.

26. Водный раствор сульфата меди (+2) с массовой долей 1 % ($\rho = 1{,}009$ г/мл) назначают в малых дозах для улучшения кроветворной функции. Вычислите активность ионов меди в таком растворе.

27. При отравлении цианидами внутривенно вводят 2 % раствор натрия нитрата ($\rho = 1{,}011$ г/мл). Вычислите коэффициент активности ионов в этом растворе.

28. Водные растворы цинка сульфата применяются в качестве глазных капель как антисептическое средство. Рассчитайте активность ионов цинка в растворах с массовой долей $ZnSO_4$ 0,1 %; 0,25 %. Плотность растворов примите равной 1 г/мл.

29. Какова активность ионов калия в плазмозаменяющем растворе следующего состава: глюкоза – 10,0 г; натрия хлорид – 0,5 г; калия хлорид – 0,3 г; магния сульфат – 0,05 г; кислота глутаминовая – 0,1 г; вода для инъекций – до 100 мл?

ТЕМА VI. ТЕОРИЯ ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ. ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ И ПРОЦЕССЫ

В организме человека содержится значительное количество солей, в том числе солей, обладающих низкой растворимостью. К ним относятся, в основном, соли кальция и магния: фосфаты, гидрофосфаты, сульфаты, оксалаты, карбонаты, ураты.

В пересыщенных по трудно растворимым солям биологических жидкостях организма (моча, слюна, желчь и др.) в условиях патологии образуются осадки этих солей в виде песка и камней. Отложение их в суставах вызывает такое заболевание, как подагра. Отложение солей в тканях почек и мочевыводящих путей приводит к мочекаменной болезни. В полости рта возможно образование осадка гидроксиапатита в виде зубных камней.

С другой стороны, в организме могут протекать процессы, которые вызывают растворение твердых веществ, т.е. осадков. Например, происходит растворение эмали зубов, что приводит к кариесу. При терапевтическом применении лекарственных водных растворов комплексонов ранее образовавшиеся осадки могут раствориться, в частности, образовавшиеся в печени камни.

Теория произведения растворимости объясняет основные закономерности и условия образования осадков в жидких средах, в том числе и в организме человека, а также условия их растворения.

По теме VI студент должен ***знать*** основные понятия: труднорастворимый электролит; гетерогенное равновесие; константа растворимости; растворы насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные; ***уметь*** записывать уравнение гетерогенного равновесия для труднорастворимого электролита; оценивать растворимость труднорастворимого электролита по величине ПР; ***владеть*** навыками прогнозирования возможности образования и растворения осадков в различных средах с точки зрения смещения гетерогенного равновесия.

Вопросы для подготовки

1. Гетерогенное равновесие в системе «раствор-осадок». Факторы, влияющие на него.
2. Понятие произведения растворимости. Факторы, влияющие на величину ПР.
3. Понятие о ненасыщенных, насыщенных и пересыщенных растворах с точки зрения теории ПР.
4. Расчет растворимости электролитов типа AB, A_2B, AB_2, A_2B_3, A_nB_m по величине ПР и обратный расчет.
5. Сравнение осадков по растворимости.
6. Условия образования осадков.
7. Факторы, влияющие на растворение осадков:
   - 7.1. Добавление одноименных ионов.
   - 7.2. Изменение кислотности среды.
   - 7.3. Влияние комплексообразования.
   - 7.4. Превращение одних малорастворимых соединений в другие.
8. Физиологические процессы, объяснимые с точки зрения теории ПР.

Тесты

1. Какое уравнение характеризует гетерогенное равновесие труднорастворимой соли $CaSO_4$?
   - 1.1. $CaSO_4 \rightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-}$
   - 1.2. $CaSO_{4(к)} \leftrightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-}$
   - 1.3. $CaSO_{4(к)} \leftrightarrow \underset{\text{насыщ. р-р}}{Ca^{2+} + SO_4^{2-}}$
   - 1.4. $CaSO_{4(к)} \rightarrow \underset{\text{насыщ. р-р}}{Ca^{2+} + SO_4^{2-}}$
2. По какому выражению можно рассчитать ПР соли $Fe_3(PO_4)_2$?
   - 2.1. ПР = $[3Fe^{2+}]\cdot[2PO_4^{3-}]$
   - 2.2. ПР = $[Fe^{2+}]^3\cdot[PO_4^{3-}]^2$
   - 2.3. ПР = $[3Fe^{2+}]^3\cdot[2PO_4^{3-}]^2$
   - 2.4. ПР = $C^3_{Fe^{2+}} \cdot C^2_{PO_4^{3-}}$
3. Укажите, чему равна величина ПР $Al(OH)_3$, если известна растворимость, S моль/л этого гидроксида:
   - 3.1. ПР = $27S^4$;
   - 3.2. ПР = $4S^4$;
   - 3.3. ПР = S^4;
   - 3.4. ПР = 4S.
4. Укажите единицу измерения растворимости вещества S:
   - 4.1. моль/л;
   - 4.2. % масс.;
   - 4.3. г/моль;
   - 4.4. моль/кг.
5. Чему равна концентрация ионов Ag^+ (моль/л) в насыщенном водном растворе соли Ag_2S? $ПР_{Ag_2S} = 4\cdot10^{-51}$
   - 5.1. $3{,}4\cdot10^{-15}$;
   - 5.2. $1{,}6\cdot10^{-17}$;
   - 5.3. $2\cdot10^{-17}$;
   - 5.4. $6{,}8\cdot10^{-15}$.
6. Рассчитайте растворимость CuS в воде в г/л. $ПР_{CuS} = 4\cdot10^{-38}$.

6.1. $2\cdot10^{-19}$; 6.2. $2\cdot10^{-38}$;
6.3. $1{,}9\cdot10^{-17}$; 6.4. $6{,}3\cdot10^{-11}$.

7. Рассчитайте ПК труднорастворимой соли, которая образуется при смешивании двух растворов: 10 мл раствора $AgNO_3$,
$C_{AgNO_3} = 0{,}9$ моль/л и 5 мл раствора KCl, $C_{KCl} = 0{,}3$ моль/л
7.1. 0,060; 7.2. 0,270; 7.3. 0,068; 7.4. 0,030

8. Раствор, в котором ПР > ПК является:
8.1. концентрированным;
8.2. ненасыщенным;
8.3. насыщенным;
8.4. пересыщенным.

9. При каком условии в жидкой фазе происходит образование осадка?
9.1. ПР ≥ ПК; 9.2. ПР < ПК;
9.3. ПР = ПК; 9.4. ПР > ПК.

10. По какому уравнению следует рассчитывать ПК соли Ag_2S?
10.1. ПК = $[2Ag^+]\cdot[S^{2-}]$;
10.2. ПК = $[Ag^+]^2\cdot[S^{2-}]$;
10.3. ПК = $C^2_{Ag^+}\cdot C_{S^{2-}}$;
10.4. ПК = $C_{Ag^+} + C_{S^{2-}}$.

11. Какое воздействие нужно оказать на гетерогенное равновесие $BaSO_{4к} \leftrightarrow Ba^{2+} + SO_4^{2-}$ $_{насыщ.р-р}$, чтобы осадок растворился?
11.1. уменьшить концентрацию ионов Ba^{2+}, SO_4^{2-};
11.2. увеличить концентрацию ионов SO_4^{2-};
11.3. увеличить концентрацию ионов Ba^{2+};
11.4. увеличить количество $BaSO_{4к}$.

12. Связывание ионов труднорастворимого электролита в его насыщенном растворе не произойдет (осадок, следовательно, не растворится), если продуктом реакции с добавленным к осадку электролитом будут:
12.1. газ; 12.2. вода;
12.3. комплексный ион; 12.4. сильный электролит.

13. Осадок $PbCl_2$ растворяется при добавлении к нему раствора NaBr, так продуктом реакции их взаимодействия является:
13.1. газ Cl_2;
13.2. сильный электролит NaCL;
13.3. новый осадок $PbBr_2$;
13.4. комплексный ион $[PbCl_4]^{2-}$.

Задачи и упражнения

1. Каким будет раствор иодида свинца, если $C_{Pb^{2+}} = 1{,}5\cdot10^{-3}$, $C_{I^-} = 3\cdot10^{-3}$ моль ион/л, ПР = $8{,}7\cdot10^{-9}$?

2. Каким будет раствор фосфата свинца, если $C_{Pb^{2+}} = 10^{-7}$ моль ион/л, $C_{PO_4^{3-}} = 10^{-9}$ моль ион/л? ПР = 10^{-32}?

3. Каким будет раствор сульфида кадмия, если $C_{Cd^{2+}} = 10^{-10}$, $C_{S^{2-}} = 10^{-8}$ моль ион/л, ПР = $7{,}9 \cdot 10^{-27}$?

4. Каким будет раствор роданида ртути (II), если $C_{Hg^{2+}} = 10^{-6}$, $C_{SCN^-} = 10^{-5}$ моль ион/л, $ПР_{Hg(SCN)_2} = 3 \cdot 10^{-20}$?

5. При какой концентрации $CaCl_2$ 0,001 М раствор $Na_2C_2O_4$ станет насыщенным по CaC_2O_4? $ПР_{CaC_2O_4} = 2{,}6 \cdot 10^{-9}$.

6. Какой осадок выпадет, если к раствору, в котором $C_{Pb^{2+}} = 10^{-4}$ моль ион/л, добавить: а) 10^{-3} моль ион/л CrO_4^{2-} (хромат-анионов); б) 10^{-3} моль ион/л I^- (иодид-анионов).
$ПР_{PbCrO_4} = 1{,}8 \cdot 10^{-14}$, $ПР_{PbI_2} = 8{,}7 \cdot 10^{-9}$?

7. Смешаны равные объемы 0,002 М раствора хлорида железа(П) $FeCl_2$ и 0,002 М раствора сульфида аммония. Будет ли выпадать осадок? Произведение растворимости сульфида железа(П) $4{,}0 \cdot 10^{-19}$.

8. В растворе находятся ионы Ba^{2+}, Pb^{2+}. Какой из них выпадет первым в виде хромата, если к раствору по каплям добавлять K_2CrO_4? $ПР_{BaCrO_4} = 1{,}2 \cdot 10^{-10}$, $ПР_{PbCrO_4} = 1{,}8 \cdot 10^{-14}$.

9. Выпадет ли осадок при смешивании 10 мл 0,02 М раствора нитрата серебра с 5 мл 0,1 М раствора хлорида калия? $ПР_{AgCl} = 1{,}6 \cdot 10^{-10}$.

10. Выпадет ли осадок сульфата бария (ПР=$1{,}1 \cdot 10^{-10}$), если к 1 л раствора $BaCl_2$ с концентрацией 0,002082 г/л добавить 1 л раствора Na_2SO_4, имеющего концентрацию 0,00568 г/л?

11. При какой концентрации $MgCl_2$ начнется выпадение $Mg(OH)_2$ из раствора, содержащего 0,1 моль/л NaOH? $ПР_{Mg(OH)_2} = 6{,}0 \cdot 10^{-10}$.

12. В 12 л воды растворено 0,01 г KCl и 1 мл 0,1 моль/л раствора $AgNO_3$. Будет ли образовываться осадок? $ПР_{AgCl} = 1{,}6 \cdot 10^{-10}$.

13. Смесь 100 мл 0,1 М раствора NaCl и 1 мл 0,01 М раствора KBr доведена водой до 10 л. Будет ли выпадать осадок, если к полученному объему прибавили 1 мл 0,01 М раствора $AgNO_3$?

14. При какой концентрации $PbCl_2$ начнется выпадение осадка $PbCO_3$ из раствора, содержащего 0,1 моль/л Na_2CO_3 и 0,1 моль/л K_2CO_3? $ПР_{PbCO_3} = 3{,}3 \cdot 10^{-14}$.

15. Могут ли возникать в плазме крови условия для образования труднорастворимого осадка оксалата кальция (ПР = $2{,}57 \cdot 10^{-9}$ при 25°С). Обычно в плазме находится ~ 0,0025 моль ион/л Ca^{2+} и ~ 0,000022 моль ион/л оксалат-ионов.

16. Какая соль лучше растворима в воде: AgCl, AgBr, AgI? Почему? Как будет изменяться растворимость солей при нагревании растворов? Дайте пояснения.

17. Для каких из следующих веществ можно записать выражение ПР: $MgSiO_3$, $CrCl_3$, $Fe_2(CO_3)_3$, CH_3COOH, CaS, H_2CO_3, $Mn(OH)_2$? Запишите уравнения гетерогенного равновесия и выражения ПР.

18. Для каких из следующих веществ можно записать выражение ПР: CaC_2O_4, H_3PO_4, Ag_2S, CuS, $Fe(OH)_3$, PbI_2, $MgCO_3$, CH_3COONa, $Ca_5(PO_4)_3OH$? Запишите уравнения гетерогенного равновесия и выражение для расчета ПР.

19. Будет ли гидроксид хрома(Ш) растворяться в H_2SO_4? Ответ поясните с точки зрения теории ПР.

20. Будет ли осадок карбоната бария растворяться в уксусной кислоте? Дайте пояснения.

21. Объясните с точки зрения теории ПР, почему фосфат бария, растворяясь в азотной кислоте, не растворяется в уксусной. Запишите математическое выражение ПР для этой соли.

22. Будет ли растворяться осадок фосфата кальция в уксусной и минеральных кислотах? Ответ поясните с точки зрения теории ПР.

23. Будет ли растворяться осадок PbI_2 при действии на него раствора карбоната натрия? Ответ поясните с точки зрения теории ПР.

24. Будет ли хлорид серебра растворяться в азотной кислоте? Дайте пояснения.

25. Объясните причину растворения гидроксида магния в хлориде аммония.

26. Будет ли растворяться осадок гидроксида хрома(Ш) в минеральных кислотах и щелочах? Дайте пояснения.

27. Будут ли осадки гидроксида Mn(П) и Cr(Ш) растворяться в щелочи? Ответ пояснить с точки зрения теории ПР.

28. Будет ли растворяться осадок гидроксида алюминия в уксусной кислоте и избытке фторида натрия?

29. Будет ли растворяться AgCl в избытке гидроксида аммония? Ответ поясните с точки зрения теории ПР.

30. Предложите метод растворения труднорастворимых осадков кальция в организме человека. Ответ поясните с точки зрения теории ПР.

31. Концентрация ионов Cr^{2+} в насыщенном растворе равна $5{,}9 \cdot 10^{-3}$ моль ион/л. Вычислите ПР.

32. Рассчитайте растворимость карбоната бария в моль/л и г/л, если ПР = $8{,}1 \cdot 10^{-9}$.

33. В 1 л воды при 35°C растворяется $6{,}9 \cdot 10^{-5}$ моль карбоната кальция. Вычислите ПР этой соли.

34. В 500 мл воды при 18°C растворяется 0,0166 г хромата серебра. Чему равно произведение растворимости этой соли?

35. При 25°C в 1 л воды растворяется $1{,}05 \cdot 10^{-2}$ моль бромида свинца. Вычислите произведение растворимости этой соли при данной температуре.

36. Рассчитайте растворимость карбоната стронция в моль/л и г/л, если ПР при 25°C равно $9{,}42 \cdot 10^{-10}$.

37. Растворимость сульфида серебра в воде $1{,}08 \cdot 10^{-17}$ моль/л. Вычислите ПР.

38. Рассчитайте растворимость хромата серебра в моль/л и г/л, если ПР = $1{,}29 \cdot 10^{-12}$.

39. Токсичность ионов бария проявляется при концентрации выше 4 мг/л. Докажите, что сульфат бария можно использовать как рентгеноконтрастное средство при исследовании ЖКТ. Ответ подтвердите расчетом.

40. Рассчитайте, достигается ли бактерицидное действие иона серебра Ag^+ ($C_{Ag^+} = 10^{-9}$ г/л) в насыщенном растворе AgCl.

41. ПДК ионов Pb^{2+} в промышленных сточных водах равна 0,1 мг/л. Установите, обеспечивается ли необходимая степень очистки сточных вод от свинца осаждением его в виде а) сульфата; б) карбоната. Ответ подтвердите расчетом.

42. При приеме препаратов йода йодид-ионы выделяются слезными железами. Для лечения острого конъюктивита используется 2%-ый раствор нитрата серебра (ρ = 1 г/мл). Вычислите концентрацию йодид-ионов, при которой возникает опасность образования кристаллов йодида серебра (прижигающее действие).

43. Рассчитайте растворимость зубной эмали моль/л и г/л (гидроксиапатита кальция) $Ca_5(PO_4)_3OH$ при 25°С, если ПР = $1{,}6 \cdot 10^{-58}$.

44. Приведите пример совмещения протолитического и гетерогенного равновесий, в котором объектом конкуренции является ион CO_3^{2-}. Укажите конкурирующие частицы. Рассчитайте константу такого совмещенного равновесия.

45. Приведите пример совмещения лигандообменного и гетерогенного равновесий, в котором объектом конкуренции является ион Cu^{2+}. Укажите конкурирующие частицы. Рассчитайте константу такого совмещенного равновесия.

ТЕМА VII. ПРОТОЛИТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ. ПРОТОЛИТИЧЕСКИЕ РАВНОВЕСИЯ И ПРОЦЕССЫ

Протолитическая теория позволяет рассматривать с единой позиции не только ионизацию кислот и оснований, но и многие другие химические процессы, протекающие в водных системах живых организмов и окружающей среде. Прежде всего это относится к реакциям гидролиза и нейтрализации. Протолитические процессы играют важную роль в обмене веществ. С ними связано поддержание на определенном уровне кислотности крови и других физиологических жидкостей, т.е. поддержание кислотно-основного или протолитического гомеостаза. Знание протолитической теории позволяет понять механизм буферного действия биологических буферных систем, ко-

торые совместно с дыхательной и выделительной системами организма и обеспечивают этот гомеостаз.

По теме VII студент должен ***знать*** теорию Аррениуса, теорию Льюиса, теорию кислот и оснований Бренстеда и Лоури; понятия: протолитическая кислота, протолитическое основание, амфолит, сопряженная протолитическая пара; константу автопротолиза воды, константы кислотности и основности; их взаимосвязь;
уметь оценивать кислотно-основные свойства соединений; оценивать полноту протекания протолитического процесса; ***владеть*** навыками расчета константы протолиза и прогнозирования вероятности протекания протолитического процесса.

Вопросы для подготовки

1. Свойства кислот и оснований в свете теории электролитической диссоциации Аррениуса. Ее ограниченность в оценке кислотно-основных свойств органических соединений.
2. Протонная (протолитическая) теория кислот и оснований. Суть теории.
3. Понятия кислоты и основания в свете протолитической теории. Примеры протолитических кислот и оснований.
4. Амфолиты. Примеры амфолитов.
5. Сопряженные кислотно-основные пары.
6. Влияние растворителя на кислотно-основные свойства растворенного вещества. Типы растворителей: протогенные, протофильные, амфипротонные, апротонные. Примеры.
7. Типы протолитических реакций.
8. Протолитическое равновесие. Константа протолиза.
9. Значение протолитической теории для понимания химических процессов, протекающих в водных системах живых организмов и окружающей среде.

Тесты

1. Какая частица не может выполнять роль протолитической кислоты?
   1.1. H_2O; 1.2. NH_3;
   1.3. HS^-; 1.4. CH_3COOH.
2. Какая частица может выполнять только роль протолитического основания?
   2.1. $CH_3-\overset{+}{N}H_3$; 2.2. HCO_3^-;
   2.3. H_2O; 2.4. CH_3COO^-.
3. Какая частица является амфолитом?
   3.1. $(CH_3)_2NH$; 3.2. $H_2PO_4^-$;
   3.3. H_3O^+; 3.4. H_3PO_4.
4. К какому типу растворителей относится пропанол?
   4.1. протогенный;

4.2. протофильный;
4.3. амфипротонный;
4.4. протонный.

5. Укажите сопряженную кислоту для основания HPO_4^{2-}:
5.1. H_2O; 5.2. PO_4^{3-};
5.3. $H_2PO_4^-$; 5.4. H_3PO_4.

6. Укажите сопряженное основание для протолитической кислоты HSO_3^-:
6.1. SO_3^{2-}; 6.2. H_2O;
6.3. H_2SO_3; 6.4. OH^-.

7. Какое уравнение следует выбрать для доказательства основных свойств иона HS^-?
7.1. $HS^- + H_2O \leftrightarrow S^{2-} + H_3O^+$;
7.2. $HS^- + H_2O \leftrightarrow H_2S + OH^-$;
7.3. $H_2S \leftrightarrow H^+ + HS^-$;
7.4. $H_2S \leftrightarrow 2H^+ + S^{2-}$.

8. По какой формуле можно оценить константу протолиза следующей протолитической реакции:
$CN^- + HCO_3^- \leftrightarrow HCN + CO_3^{2-}$
8.1. $K_{пр.} = \frac{K_{ион.HCO_3^-}}{K_{ион.HCN}}$; 8.2. $K_{пр.} = \frac{K_{H_2O}}{K_{ион.HCO_3^-}}$;
8.3. $K_{пр.} = \frac{K_{ион.H_2CO_3}}{K_{ион.HCN}}$; 8.4. $K_{пр.} = \frac{K_{H_2O}}{K_{ион.HCN}}$.

9. Какое из указанных веществ является более сильным протолитическим основанием?
9.1. NH_3; 9.2. $(CH_3)_2NH$;
9.3. CH_3NH_2; 9.4. $C_6H_5NH_2$.

10. Гидролиз какого иона будет протекать более полно?
10.1. HCO_3^-; 10.2. S^{2-};
10.3. HSO_3^-; 10.4. CH_3COO^-.

Задачи и упражнения

1. Какие из следующих частиц могут выполнить роль протолитической кислоты: $H_2PO_4^-$; NH_3; H_2O; HS^-; H_2S; $CH_3-\overset{+}{N}H_3$; $[Zn(H_2O)_4]^{2+}$; $(CH_3)_2NH$?

2. Какие из приведенных частиц проявляют свойства протолитического основания: C_6H_5-NH_2; OH^-; H_2O; NH_4^+; HSO_3^-; HPO_4^{2-}?

3. Укажите, к какому типу растворителей относятся: вода; спирт (R-OH); аммиак; уксусная кислота.

4. Укажите сопряженную кислоту для следующих оснований: NH_3; H_2O; HPO_4^{2-}; $[Zn(OH)(H_2O)_3]^+$.

5. Укажите сопряженное основание для следующих кислот: HNO_2; H_2O; $H_2PO_4^-$; NH_4^+; NH_2-CH_2-COOH.

6. Докажите кислотно-основной характер следующих частиц: H_3O^+; HCO_3^-; OH^-; ClH_2C-COO^-; CH_3COOH; NH_2-CH_2-COOH. Запишите уравнения протолитических процессов.

7. Закончите уравнения следующих протолитических процессов:

$HS^- + H_2O \leftrightarrow$ $\quad$ $HS^- + OH^- \leftrightarrow$

$HNO_2 + H_2O \leftrightarrow$ $\quad$ $NH_3 + HS^- \leftrightarrow$

$NH_3 + H_2O \leftrightarrow$ $\quad$ $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow$

$H_2O + H_2O \leftrightarrow$ $\quad$ $CH_3COO^- + NH_4^+ \leftrightarrow$

$H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrow$ $\quad$ $HPO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrow$

Укажите сопряженные пары кислот и оснований. Укажите типы протолитических реакций.

8. Оцените константы протолиза для следующих реакций:

$OH^- + H_2PO_4^- \leftrightarrow$ $\quad$ $H_3O^+ + HPO_4^{2-} \leftrightarrow$

$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow$ $\quad$ $OH^- + HCO_3^- \leftrightarrow$

$CH_3\overset{+}{N}H_3 + OH^- \leftrightarrow$

Сделайте вывод о полноте протекания процесса.

9. На основании расчета констант протолиза соответствующих процессов докажите, что водный раствор NaH_2PO_4 имеет кислую среду, а водный раствор Na_2HPO_4 – щелочную.

10. Какой из перечисленных ниже протолитических процессов имеет меньшее значение константы равновесия:

$CN^- + CH_3COOH \leftrightarrow$ $\quad$ $CN^- + HCO_3^- \leftrightarrow$

$CN^- + C_6H_5COOH \leftrightarrow$ $\quad$ $CN^- + H_3BO_3 \leftrightarrow$

$CN^- + HSO_4^- \leftrightarrow$

11. Аммиак или метиламин в большей мере будет подвергаться протонированию при добавлении небольшого количества муравьиной кислоты к смеси аммиака и метиламина? Запишите уравнения процессов. Сравните константы протолиза.

12. Гидролиз какого иона будет протекать более полно: S^{2-}; HCO_3^-; CH_3COO^-. Ответ подтвердите расчетом.

13. Какому протолитическому основанию соответствует более сильная протолитическая кислота: $(CH_3)_2NH$; $C_6H_5NH_2$; NH_3; CH_3-NH_2? Дайте пояснения.

14. В состав гемоглобиновой и оксигемоглобиновой буферных систем организма входят кислоты HHb и $HHbO_2$ и их калиевые соли KHb и $KHbO_2$. Какие компоненты буфера более эффективны в процессах связывания кислых продуктов метаболизма? Основных продуктов? Дайте пояснения. Запишите уравнения протолитических процессов.

15. Гидролиз какого иона будет протекать более полно: $[Zn(H_2O)_4]^{2+}$ или NH_4^+? Ответ подтвердите расчетом констант протолиза. $\left(K_{a[Zn(H_2O)_4]^{2+}} = 2{,}04 \cdot 10^{-8}\right)$

16. Уравнениями соответствующих процессов докажите, что для частицы HSO_3^- характерны свойства амфолита.

17. Какой из указанных растворителей является амфипротонным: а) CH_3COOH; б) NH_3; в) NH_2-CH_2COOH; г) HC1? Какие свойства проявляет растворенное вещество в выбранном растворителе? Приведите примеры соответствующих протолитических процессов.

18. Докажите, что фенол является амфипротонным раство-рителем. Для доказательства запишите уравнения протолитичеких процессов и выражения для расчета констант протолиза.

ТЕМА VIII. БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ

Свойством всех живых организмов является постоянство рН биологических жидкостей, тканей и органов. Это постоянство поддерживается их буферными системами и необходимо для обеспечения нормальной деятельности ферментов, регулирования осмотического давления и других показателей.

Знания по теме «Буферные системы» необходимы для понимания механизма их действия, количественной оценки способности буферных систем связывать посторонние кислоты и щелочи, понимания их взаимосвязи и роли в поддержании кислотно-основного гомеостаза.

Кроме того, важно уметь готовить буферные растворы для последующего использования их в различных медико-биологических, химических и клинических исследованиях.

По теме VIII студент должен ***знать*** определение понятий: буферный раствор, буферная емкость; типы буферных растворов, механизм их действия; способы расчета рН буферных систем; биологические буферные системы; ***уметь*** рассчитывать рН буферного раствора по известному составу; оценивать влияние разбавления, добавления сильных кислот и оснований на значение рН; ***владеть*** навыками приготовления буферного раствора с заданным значением рН; навыками экспериментальной оценки буферной емкости приготовленного раствора.

Вопросы для подготовки

1. Буферные системы, их классификация и механизм действия.

2. Расчет pH и pOH. Факторы, влияющие на величину pH буферной системы. Влияние добавления кислоты и основания на pH буферных систем различного типа.
3. Буферная емкость как характеристика буферного действия. Факторы, влияющие на буферную емкость растворов.
4. Буферные системы в организме человека. Буферное соотношение, емкость. Механизм буферного действия. Биологическая роль.
5. Белковые буферные системы. Механизм их действия. Биологическая роль.
6. Буферные системы крови. Их состав, буферное соотношение, емкость. Механизм буферного действия. Биологическая роль.
7. Буферные системы, образуемые эфирами фосфорных кислот.
8. Буферные системы в выделительном почечном цикле. Механизм их действия. Буферное соотношение и емкость.

Тесты

1. Буферная система второго типа состоит из:
   1.1. слабого основания и соли этого основания и сильной кислоты;
   1.2. слабой кислоты и соли этой кислоты и сильного основания;
   1.3. двух солей;
   1.4. сильного основания и соли этого основания и сильной кислоты.
2. К буферным системам первого типа относится:
   2.1. пиридиновая;
   2.2. ацетатная;
   2.3. аммиачная.
3. В фосфатной неорганической буферной системе роль протолитической кислоты выполняет:
   3.1. H_3PO_4; 3.2. HPO_4^{2-}; 3.3. $H_2PO_4^-$
4. Водородный показатель буферного раствора первого типа рассчитывается по формуле:
   4.1. $pH = \frac{1}{2}(pK_a + pC)$;
   4.2. $pH = pK_a + \lg\frac{\nu_c}{\nu_к}$;
   4.3. $pH = p\alpha + pC$;
   4.4. $pH = 14 - (pK_в + \lg\frac{\nu_c}{\nu_o})$.
5. При добавлении посторонней сильной кислоты к аммиачной буферной системе протекает процесс:
   5.1. $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3{\cdot}H_2O + H^+$;
   5.2. $NH_3{\cdot}H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$;
   5.3. $H_3O^+ + NH_3{\cdot}H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + 2H_2O$;

5.4. $NH_4^+ + OH^- \leftrightarrow NH_3 \cdot H_2O$

6. Единицей измерения буферной емкости является:

6.1. моль·л⁻; 6.2. моль·кг⁻;

6.3. ммоль·л⁻; 6.4. моль экв·л⁻

7. Каково буферное отношение для гидрокарбонатной буферной системы, если она обладает большей буферной емкостью по кислоте?

7.1. $\frac{\nu_c}{\nu_к} > 1$; 7.2. $\frac{\nu_c}{\nu_к} < 1$; 7.3. $\frac{\nu_c}{\nu_к} = 1$.

8. Для фосфатной буферной системы, состоящей из 100 мл 0,1М NaH_2PO_4 и 100 мл 0,2М Na_2HPO_4:

8.1. $B_к > B_о$; 8.2. $B_к < B_о$; 8.3. $B_к = B_о$

9. Какая буферная система обладает большей емкостью по кислоте, чем по основанию?

9.1. 100 мл 0,1 М H_2CO_3
100 мл 0,1 М $NaHCO_3$;

9.2. 50 мл 1 М H_2CO_3
100 мл 1 М $NaHCO_3$;

9.3. 100 мл 1 М H_2CO_3
50 мл 1 М $NaHCO_3$;

9.4. 200 мл 0,5 М H_2CO_3
100 мл 0,5 М $NaHCO_3$

10. При ацидозе в качестве экстренной меры не используют раствор:

10.1. гидрокарбоната натрия;
10.2. аскорбиновой кислоты;
10.3. лактата натрия;
10.4. трисамина $H_2NC(CH_2OH)_3$.

Задачи и упражнения

1. Рассчитайте буферную емкость аммиачной буферной системы, если при добавлении к 30 мл буфера 3 мл 0,1М HCl pH изменился на 0,2, а при добавлении 3 мл 0,2М NaOH pH изменился на 1. Сравните $B_к$ и $B_о$. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

2. Сколько мл 0,1М раствора $NH_3 \cdot H_2O$ и 0,1М раствора NH_4Cl необходимо для приготовления 100 мл буферного раствора с pOH = 3,76, $pK_в$ = 4,76. Какая емкость (по кислоте или по основанию) будет больше? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

3. Рассчитайте буферную емкость гемоглобинового буфера, если при добавлении к 20 мл буферной системы 2 мл 0,1М HCl pH изменился на 0,05, а при добавлении 2 мл 0,1М KOH pH изменился на 0,5. Сравните $B_к$ и $B_о$. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

4. Рассчитайте буферную емкость фосфатного буфера по кислоте и основанию, если при добавлении к 500 мл буферной системы 10 мл 0,1М

HC1 pH уменьшился на 0,3, а при добавлении 10 мл NaOH (0,1M) pH увеличился на 0,1. Покажите механизм буферного действия.

5. Рассчитайте буферную емкость гидрокарбонатного буфера по кислоте и по основанию, если при добавлении к 50 мл буферного раствора 10 мл1М NaOH pH изменился на 0,2, а при добавлении 10 мл 1М HC1 – на 0,1. Сравните $B_к$ и B_{oc}. Какого компонента в буферной системе больше? Ответ обоснуйте, записав уравнения реакций.

6. Сколько мл 0,2M $NaHCO_3$ и 0,1M H_2CO_3 необходимо для приготовления 60 мл буферной системы с pH = 6,8, $pK^1_{H_2CO_3} = 6,35$. Сравните $B_к$ и B_o приготовленного буфера. Дайте пояснения, запишите уравнения реакций.

7. Рассчитайте pH гидрокарбонатного буфера, состоящего из 0,2M H_2CO_3 50 мл и 0,1M $NaHCO_3$ – 100 мл. $pK^1_{H_2CO_3} = 6,35$. Сравните $B_к$ и B_o. Дайте пояснения.

8. Рассчитайте pH фосфатной буферной системы, приготовленной из 100 мл 0,3M раствора гидрофосфата натрия и 50 мл 0,03M раствора дигидрофосфата натрия. $pK_{H_2PO_4^-} = 7,20$. Напишите механизм буферного действия. Сравните $B_к$ и B_o. Ответ обоснуйте.

9. Рассчитайте pH аммиачной буферной системы, приготовленной из 50 мл 0,1M гидрата аммиака и 50 мл 0,2M хлорида аммония. $pK_{NH_3 \cdot H_2O} = 4,76$. Сравните $B_к$ и B_o. Покажите механизм буферного действия.

10. Рассчитайте pH оксигемоглобиновой буферной системы, состоящей из 50 мл 1M раствора $KHbO_2$ и 5 мл 1M раствора $HHbO_2$. $pK_{HHbO_2} = 6,95$. Напишите механизм буферного действия. Сравните $B_к$ и B_o данного буфера.

11. К 200 мл 0,1M пропионатного буферного раствора добавили 100 мл 0,1н соляной кислоты. Рассчитайте pH и буферную емкость по кислоте. $K_a = 1,35 \cdot 10^{-5}$.

12. Рассчитайте pH буферного раствора, приготовленного из равных объемов 0,2 M раствора гидрофосфата калия и 0,1M раствора дигидрофосфата калия. Покажите механизм буферного действия.

13. Углекислый газ, образующийся в результате окисления веществ в тканях организма, переносится кровью к легким. Частично он находится в растворе в виде угольной кислоты, а частично в виде гидрокарбонат-иона. Если pH крови 7,4, то какая доля угольной кислоты находится в виде гидрокарбонат-иона? $pK^I_{H_2CO_3} = 6,35$. Какая емкость больше у гидрокарбонатного буфера? Ответ мотивируйте уравнениями реакций.

14. Как изменится pH при добавлении к смеси, состоящей из 100 мл 0,1M раствора аминоуксусной кислоты и 300 мл 0,1M раствора натриевой соли этой кислоты, 20 мл 1M соляной кислоты? $pK_{NH_2CH_2COOH} = 9,78$. Рас-

считайте буферную емкость по кислоте. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

15. Чему равно соотношение сероводородной кислоты и гидросульфид-иона при pH = 8, если $K^1_{H_2S} = 1,1 \cdot 10^{-7}$. Как изменится pH при добавлении к 1 л данного раствора 0,1 моля гидроксида натрия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

16. Какой концентрации нужно взять раствор ацетата натрия для приготовления 1 л буферного раствора с pH = 5,48, если имеется 500 мл 0,1М раствора уксусной кислоты? pK = 4,78. Оцените буферную емкость. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

17. Определите pH буферного раствора, содержащего в 1 л 0,4 моль муравьиной кислоты и 1,0 моль формиата натрия до разбавления и после разбавления в 50 раз.

18. pH мочи в норме 4,7-6,5, а при нарушениях кислотно-щелочного равновесия может изменяться в пределах 4,5-8,5. При каких соотношениях NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 pH мочи становится равным: а) 4,5; б) 8,5?

19. При сахарном диабете в организме происходит интенсивное образование кислых продуктов метаболизма, что вызывает сдвиг pH крови в кислую сторону (ацидемия). При снижении на длительное время pH крови до 7,0 может наступить угрожающее для жизни состояние. Рассчитайте, при каких соотношениях компонентов буферных систем HCO_3^-/H_2CO_3 и $HPO_4^{2-}/H_2PO_4^-$ pH крови становится равным 7.

20. При определении альбумина по реакции с бромкрезоловым зеленым применяют ацетатный буфер. Уксусную кислоту объемом 50 мл смешивают с 13,2 мл раствора NaOH (концентрации растворов равны 1 моль/л) и объем доводят дистиллированной водой до 1 л. Вычислите pH используемого буферного раствора.

21. Какие из перечисленных веществ и в каких сочетаниях можно взять для приготовления буферных растворов: аммиак, уксусная кислота, соляная кислота, калия гидроксид, натрия дигидрофосфат, натрия хлорид, калия сульфат, калия гидрофосфат?

22. Расположите приведенные ниже буферные системы с эквимолярным соотношением компонентов в порядке увеличения в них концентрации гидроксид-ионов: а) гидрокарбонатная; б) ацетатная; в) аммиачная; г) фосфатная.

23. Укажите диапазон значений pH, который способны поддерживать следующие буферные системы: а) ацетатная; б) аммиачная; в) гидрокарбонатная; г) фосфатная. Дайте пояснения.

ТЕМА IX. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РАВНОВЕСИЯ И ПРОЦЕССЫ

Теория окислительно-восстановительных равновесий позволяет понять сущность протекающих в организме редокс-процессов, на которых основано превращение химической формы движения материи в биологическую; механизм действия редокс-буферных систем, а также причины возникновения некоторых патологических состояний. Знания по указанной теме позволяют обосновать применение в фармакотерапии окислителей, восстановителей и антиоксидантов; понять сущность методов оксидиметрии, используемых в клинической биохимии для диагностики заболеваний, а также в санитарии и гигиене для анализа продуктов питания, питьевой воды и объектов окружающей среды.

По теме IX студент должен ***знать*** понятия: степень окисления, окислитель, восстановитель, редокс-сопряженная система, редокс-потенциал; термодинамические условия протекания окислительно-восстанови-тельной реакции; ***уметь*** прогнозировать образование продуктов окислительно-восстанови-тельного процесса в зависимости от характера среды; рассчитывать молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя; ***владеть*** методами электронного и ионно-электронного балансов; навыками прогнозирования вероятности и направления окислительно-восстановительного процесса.

Вопросы для подготовки

1. Понятия электроотрицательности и степени окисления.
2. Основные положения окислительно-восстановительных реакций:

2.1. процессы окисления и восстановления;

2.2. изменение восстановительных и окислительных свойств элементов в зависимости от положения в периодической системе.

3. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
4. Методы составления уравнений реакций:
   метод электронного баланса; метод ионно-электронного баланса.
5. Влияние среды на протекание реакций окисления-восстановления.
6. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности систем:

6.1. стандартные окислительно-восстановительные потенциалы;

6.2. формальные (мидпойнт) потенциалы.

7. Определение направления окислительно-восстановительных реакций по величинам окислительно-восстановительных потенциалов.
8. Расчет молярной массы эквивалента окислителя и восстановителя.
9. Оксидимерия, йодометрия и перманганатометрия. Применение оксидиметрии в санитарно-гигиенических и клинических исследованиях.
10. Редокс-буферные системы организма.

Тесты

1. Какое из веществ может быть только окислителем?
   1.1. K_2SO_3; 1.2. Al;
   1.3. $KMnO_4$; 1.4. $FeSO_4$.
2. Какое из веществ может быть только восстановителем?
   2.1. $K_2Cr_2O_7$; 2.2. $FeSO_4$;
   2.3. $Fe_2(SO_4)_3$; 2.4. PbO_2.
3. Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя в реакции: $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
   3.1. 32; 3.2. 44; 3.3. 56; 3.4. 28
4. Укажите тип реакции: $KClO_3 \rightarrow KClO_4 + KCl$
   4.1. межмолекулярная;
   4.2. внутримолекулярная;
   4.3. диспропорционирования.
5. Какое соединение может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства?
   5.1. $KMnO_4$; 5.2. $FeSO_4$;
   5.3. KI; 5.4. Na_2SO_3
6. Рассчитайте молярную массу эквивалента восстановителя в реакции $FeCl_3 + KI \rightarrow FeCl_2 + I_2 + KCl$:
   6.1. 166; 6.2. 83; 6.3. 55; 6.4. 42
7. Какая из систем проявляет самые сильные окислительные свойства?
   7.1. $MnO_4^- + 5e + 8H^+ \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$;
   7.2. $Co^{3+} + e \leftrightarrow Co^{2+}$;
   7.3. $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$;
   7.4. $BrO_3^- + 3H_2O + 6e \leftrightarrow Br^- + 6OH^-$
8. Какая из систем обладает самым сильным восстановительным свойством?
   8.1. $Al^{3+} + 3e \leftrightarrow Al^o$;
   8.2. $Fe^{3+} + e \leftrightarrow Fe^{2+}$;
   8.3. $SO_4^{2-} + H_2O + 2e \leftrightarrow SO_3^{2-} + 2OH^-$;
   8.4. $NO_3^- + 2H^+ + 2e \leftrightarrow NO_2^- + H_2O$
9. Какое вещество не может окислить Fe^{2+} до Fe^{3+}:
   9.1. $KMnO_4$; 9.2. $K_2Cr_2O_7$;
   9.3. I_2; 9.4. $NaBiO_3$
10. Какое вещество не может восстановить $Cr_2O_7^{2-}$ до Cr^{3+}:
   10.1. KI; 10.2. $H_2C_2O_4$;
   10.3. $MnSO_4$; 10.4. H_2O_2

Задачи и упражнения

1. Закончите уравнения методом ионно-электронного баланса. Укажите окислитель, восстановитель, тип реакции. Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя.

1.1. $CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO_2 + \ldots$

1.2. $FeCl_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + \ldots$

1.3. $AsH_3 + AuCl_3 + NaOH \rightarrow Na_3AsO_4 + Au + \ldots$

1.4. $Cr_2(SO_4)_3 + NaBiO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Bi(OH)_3 + \ldots$

1.5. $HCN + O_2 \rightarrow CO_2 + N_2 + \ldots$

1.6. $KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + MnSO_4 + \ldots$

1.7. $Al + NaNO_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + NH_3$

1.8. $MnO_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + \ldots$

1.9. $KMnO_4 + C_6H_{12}O_6 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + MnSO_4 + \ldots$

1.10. $MnSO_4 + H_2O_2 + KOH \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + \ldots$

1.11. $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Cr_2(SO_4)_3 + \ldots$

1.12. $KIO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + \ldots$

1.13. $NH_4Cl + NaNO_3 \rightarrow N_2 + NaCl + HCl + \ldots$

1.14. $H_3PO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + MnSO_4 + \ldots$

1.15. $HNO_3 + P \rightarrow H_3PO_4 + NO + \ldots$

1.16. $Na_2SO_3 + PH_3 \rightarrow S + P + \ldots$

1.17. $NaAsO_2 + I_2 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow NaH_2AsO_4 + NaI + CO_2 + \ldots$

1.18. $K_3FeO_3 + KClO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2FeO_4 + Cl_2 + \ldots$

1.19. $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + MnSO_4 + \ldots$

1.20. $Al + KNO_2 + KOH \rightarrow K[Al(OH)_4] + NH_3$

1.21. $As_2O_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NO$

1.22. $K_2CrO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + NaNO_3 + \ldots$

1.23. $KCrO_2 + NaClO + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + NaCl + \ldots$

1.24. $HClO_3 + H_2S \rightarrow HCl + S$

1.25. $SO_2 + H_2S \rightarrow S + H_2O$

2. Какая реакция произойдет, если привести в контакт следующие две равновесные окислительно-восстановительные системы. Напишите уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

2.1.	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	E° = 1,33 В
	$2CO_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2C_2O_4$	E° =-0,49 В
2.2.	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow MnO_2 + 2H_2O$	E° = 1,69 В
	$HNO_2 + H^+ + e \leftrightarrow NO + H_2O$	E° = 0,99 В
2.3.	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e \leftrightarrow S + 4H_2O$	E° = 0,36 В
	$HClO_2 + 3H^+ + 4e \leftrightarrow Cl^- + 2H_2O$	E° = 1,56 В
2.4.	$MnO_4^- + e \leftrightarrow MnO_4^{2-}$	E° = 0,56 В
	$HIO + H^+ + 2e \leftrightarrow I^- + H_2O$	E° = 0,99 В
2.5.	$NO_3^- + 3H^+ + 2e \leftrightarrow HNO_2 + H_2O$	E° = 0,94 В
	$ClO_3^- + 6H^+ + 6e \leftrightarrow Cl^- + 3H_2O$	E° = 1,45 В
2.6.	$HClO + H^+ + 2e \leftrightarrow Cl^- + H_2O$	E° = 1,5 В
	$CO_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow HCOOH$	E° = -0,2 В

2.7. $N_2 + 8H^+ + 6e \leftrightarrow 2NH_4^+$ $E^o = 0{,}26$ В
$HClO + H^+ + 2e \leftrightarrow Cl^- + H_2O$ $E^o = 1{,}5$ В
2.8. $H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow HAsO_2 + 2H_2O$ $E^o = 0{,}56$ В
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e \leftrightarrow Br^- + 3H_2O$ $E^o = 1{,}45$ В
2.9. $Fe^{3+} + e \leftrightarrow Fe^{2+}$ $E^o = 0{,}77$ В
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow MnO_2 + 2H_2O$ $E^o = 1{,}69$ В
2.10. $Bi_2O_3 + 6H^+ + 6e \leftrightarrow 2Bi + 3H_2O$ $E^o = 0{,}37$ В
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow NO + 2H_2O$ $E^o = 0{,}96$ В
2.11. $MnO_4^- + 8H^+ + 5e \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ $E^o = 1{,}51$ В
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \leftrightarrow H_2SO_3 + H_2O$ $E^o = 0{,}17$ В
2.12. $SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e \leftrightarrow S + 4H_2O$ $E^o = 0{,}36$ В
$HClO_2 + 3H^+ + 4e \leftrightarrow Cl^- + 2H_2O$ $E^o = 1{,}56$ В
2.13. $MnO_4^- + 2H_2O + 3e \leftrightarrow MnO_2 + 4OH^-$ $E^o = 0{,}6$ В
$HClO + H^+ + 2e \leftrightarrow Cl^- + H_2O$ $E^o = 1{,}5$ В
2.14. $HBrO + H^+ + 2e \leftrightarrow Br^- + H_2O$ $E^o = 1{,}34$ В
$H_2SO_3 + 4H^+ + 4e \leftrightarrow S + 3H_2O$ $E^o = 0{,}45$ В
2.15. $2HClO_2 + 6H^+ + 6e \leftrightarrow Cl_2 + 4H_2O$ $E^o = 1{,}63$ В
$Cr^{3+} + e \leftrightarrow Cr^{2+}$ $E^o = -0{,}41$ В

3. Какой из приведенных окислителей следует взять, чтобы осуществить превращение

$Br_2 \rightarrow 2BrO^-$ $E^o = 0{,}45$ В

Окислители: $E^o_{NO_3^-/NO} = 0{,}96$ В; $E^o_{AlO_2^-/Al} = -1{,}26$ В; $E^o_{S/H_2S} = 0{,}17$ В. Составьте уравнение реакции.

4. Какая из двух реакций возможна:

а) $Br_2 + KClO_3 \rightarrow ?$ $E^o_{BrO_3^-/Br_2} = 0{,}5$ В

б) $Cl_2 + KBrO_3 \rightarrow ?$ $E^o_{ClO_3^-/Cl_2} = 1{,}47$ В

Составьте уравнение возможной реакции.

5. Напишите уравнение реакции, подтверждающее восстановительные свойства Na_2SO_3. $E^o_{SO_4^{2-}/SO_3^{2-}} = -0{,}93$ В.

6. Какой из приведенных окислителей следует взять для перевода $Mn^{2+} \rightarrow MnO_4^-$ $E^o = 1{,}51$ В. Окислители: $K_2Cr_2O_7$, KNO_3, $K_2S_2O_8$. Ответ мотивируйте. Составьте уравнение реакции.

7. Сравните окислительную активность H_2SO_4 и H_2SeO_4, пользуясь величинами потенциалов:

$E^o_{SO_4^{2-}/SO_3^{2-}} = -0{,}93$ В; $E^o_{SeO_4^{2-}/SeO_3^{2-}} = 0{,}05$ В. Составьте уравнение реакции восстановления селеновой кислоты металлическим скандием. $E^o_{Sc^{3+}/Sc} = -2{,}086$ В.

8. Пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, расположите галогены в порядке убывания их окислительной способности.

9. Какие из указанных реакций могут протекать самопроизвольно в стандартном состоянии:

а) $Fe^{2+} + I_2 \rightarrow$ г) $Fe^{3+} + Br^- \rightarrow$
б) $Fe^{2+} + Br_2 \rightarrow$ д) $Fe^{2+} + Cl_2 \rightarrow$
в) $Fe^{3+} + I^- \rightarrow$ е) $Fe^{3+} + Cl^- \rightarrow$

10. Массовая доля метгемоглобина (в % к общему гемоглобину) изменяется с возрастом следующим образом: у новорожденных 6,22 %, у детей 1-3 месяцев 2,21 %, у детей 1-3 года 1,13 %, у детей 7-14 лет 1,08 %. Как изменяется при этом редокс-потенциал системы метгемоглобин/гемоглобин? (T = 310 K).

11. На каких свойствах (окислительных или восстановительных) основано применение следующих веществ в медицинской практике и санитарии: аскорбиновая кислота; перманганат калия; пероксид водорода; хлорная известь. Дайте пояснения. Запишите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Докажите вероятность их протекания при стандартных условиях.

12. В составе препаратов, рекомендуемых для лечения железодефицитной анемии, входят соли Fe^{2+}, которые легко окисляются даже на воздухе. Определите, может ли добавляемая в состав лекарственных препаратов аскорбиновая кислота препятствовать их окислению.

ТЕМА X. ЭЛЕКТРОХИМИЯ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ В МЕДИЦИНЕ И САНИТАРИИ

Электрохимия устанавливает механизмы процессов и явлений, протекающих на границе раздела фаз с участием заряженных частиц, в том числе электрические явления в живых организмах.

Биологические жидкости и ткани организма обладают определенной электрической проводимостью, и ее измерение широко используют для целей диагностики. Метод получил название ***кондуктометрия.*** Широкое распространение получил также метод ***потенциометрии*** в клиническом анализе и практике санитарно-гигиенических исследований. С помощью потенциометрии возможно определение концентрации физиологически активных ионов (H_3O^+, K^+, Na^+, Ca^{2+}, Cl^-, I^- и др.) в биологических жидкостях и тканях. При использовании ферментных электродов возможно определение глюкозы, мочевины, аминокислот и других метаболитов.

Изучение механизмов возникновения биопотенциалов позволяет разобраться в закономерностях биохимических процессов в организме, в частности, процессов биологического окисления.

Метод регистрации биопотенциалов используется при исследовании деятельности различных органов (электрокардиография, электроэнцефалография, электромиография, электрогастрография).

Потенциометрическое и кондуктометрическое титрование применяются для определения концентрации биологически активных и лекарственных веществ.

По теме X студент должен ***знать*** понятия: электропроводность, удельная и молярная электропроводность; закон Кольрауша; механизм возникновения потенциалов; устройство и назначение электродов; ***уметь*** рассчитывать молярную электропроводность растворов, в т.ч. биологических жидкостей; по экспериментальным значениям удельной электропроводности оценивать степень и константу ионизации электролитов; рассчитывать значения потенциалов и э.д.с. гальванического элемента; ***владеть*** сущностью электрохимических методов исследования; навыками работы на иономерах и кондуктометрах.

Вопросы для подготовки

1. Электродный потенциал, механизм возникновения и его расчет по уравнению Нернста.
2. Окислительно-восстановительный потенциал, механизм возникновения, расчет по уравнению Петерса.
3. Мембранный и диффузионный потенциалы.
4. Биопотенциалы. Потенциал покоя и действия.
5. Электроды стандартные и индикаторные. Стандартные: водородный и хлорсеребряный. Индикаторные: pH-электроды и ионселективные.
6. Гальванические элементы.
7. Удельная и молярная электропроводности.
8. Закон Кольрауша.
9. На чем основан метод кондуктометрии? Потенциометрии?
10. Применение кондуктометрии и потенциометрии в медицине и санитарии.

Тесты

1. Укажите обозначение и единицы измерения удельного сопротивления проводника:

   1.1. L, $Ом^{-1}$ 1.2. χ, $Ом^{-1}м^{-1}$

   1.3. λ, $Ом^{-1}\cdot м^2$/моль 1.4. ρ, Ом· м

2. Буквой λ обозначаем:

   2.1. электрическую проводимость;

   2.2. молярную электрическую проводимость;

   2.3. удельную электрическую проводимость;

   2.4. удельное сопротивление.

3. Электродный потенциал металла при T≠25°C рассчитывается по формуле:

3.1. $\varphi = \varphi^o + \left(\frac{RT}{zF}\right) \cdot \ln \frac{1}{C_{Me^{z+}}}$;

3.2. $\varphi = \varphi^o + \left(\frac{0,059}{z}\right) \cdot \lg C_{Me^{z+}}$;

3.3. $\varphi = \varphi^o + \left(\frac{2 \cdot 10^{-4} T}{z}\right) \cdot \lg C_{Me^{z+}}$;

3.4. $\varphi = \varphi^o + \left(\frac{0,059}{z}\right) \cdot \lg \left(\frac{C_{Me^{z+}}}{C_{Me^{m+}}}\right)$.

4. Степень ионизации слабого электролита можно рассчитать по формуле:

4.1. $\frac{1}{RS}$; 4.2. $\frac{\chi}{1000 \cdot C}$;

4.3. $\frac{\lambda}{\lambda_\infty}$; 4.4. $\frac{c \cdot (\lambda / \lambda_\infty)}{1 - \lambda / \lambda_\infty}$.

5. Хлорсеребряным электродом является:

5.1. $Ag \mid AgNO_3$;

5.2. $Ag \mid AgCl \mid HCl_{0,1\ моль/л} \mid$ стеклянная мембрана $\mid H^+$;

5.3. $Hg \mid Hg_2Cl_2 \mid KCl_{нас}$;

5.4. $Ag \mid AgCl \mid KCl_{нас}$.

6. В качестве индикаторных при измерении pH используют:

6.1. стеклянный, водородный, сурьмяный электроды;

6.2. хлорсеребряный, каломельный электроды;

6.3. стеклянный, сурьмяный, хлорсеребряный электроды;

6.4. водородный, каломельный электроды.

7. На границе раздела металл-раствор соли металла возникает:

7.1. редокс-потенциал; 7.2. электродный потенциал;

7.3. диффузионный потенциал; 7.4. мембранный потенциал.

8. ЭДС гальванического элемента, составленного из магниевого и цинкового электродов, при 25°С, (концентрации ионов Mg^{2+} и Zn^{2+} в растворе равны 0,1 моль ион/л) равна

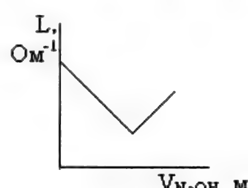
$\varphi^o_{Mg^{2+}/Mg^o} = -2,37В$; $\varphi^o_{Zn^{2+}/Zn^o} = -0,74В$

8.1. -1,63В; 8.2. +1,63В;

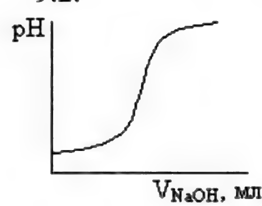
8.3. -3,11В; 8.4. +3,11В.

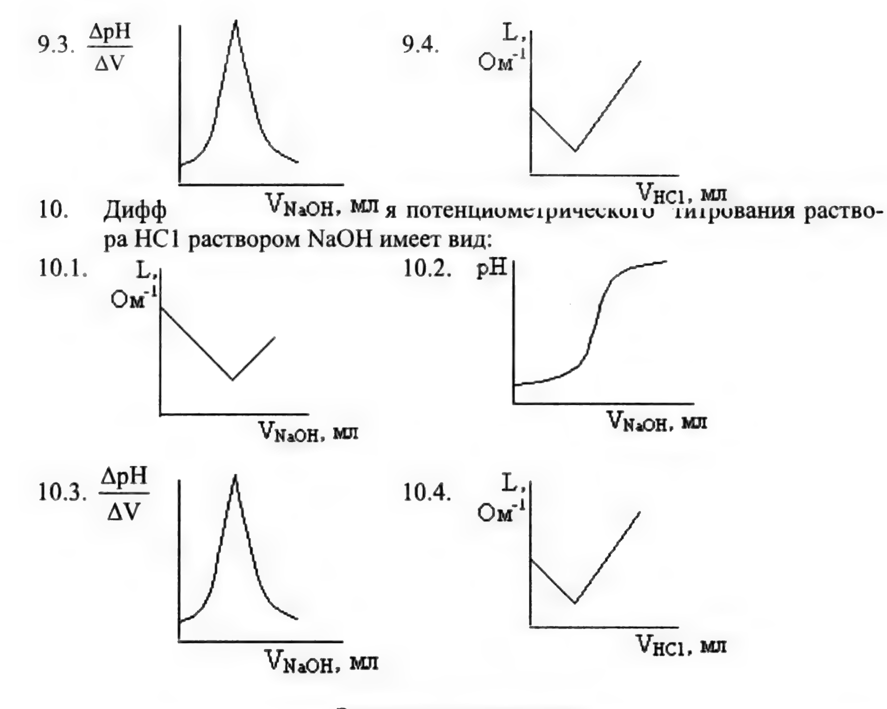
9. Кривая кондуктометрического титрования раствора соляной кислоты раствором гидроксида натрия имеет вид:

9.1.



9.2.





10. Дифф... я потенциометрического титрования раствора HCl раствором NaOH имеет вид:

Задачи и упражнения

1. Концентрации лактат- и пируват-ионов равны между собой, pH = 7, T = 298 K. Как изменится редокс-потенциал при окислении 0,1 части лактат-ионов до пируват-ионов?

2. Рассчитайте pH раствора, в который опущен хингидронный электрод, потенциал которого при 18°C равен 0,46 В. $E^o_{хг}$ = 0,699 В.

3. При какой концентрации ионов меди в растворе сульфата меди электродный потенциал медного электрода будет равен нулю? t = 25°C. $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В.

4. Рассчитайте потенциал водородного электрода, опущенного в раствор, pH которого 7, t = 25°C.

5. Вычислите при 25°C потенциал никелевого электрода, погруженного в 0,05М раствор $NiSO_4$, считая диссоциацию соли полной. $E^o_{Ni^{2+}/Ni} = -0,23$ В.

6. Вычислите при 18°C потенциал медного электрода, погруженного в 0,02М раствор $CuSO_4$, считая диссоциацию соли полной. $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В.

7. Элемент состоит из водородного электрода, опущенного в кровь, и каломельного насыщенного электрода. Определите pH крови при 25°C, если ЭДС элемента равно 0,677 В. $E^o_{кал}$ = 0,246 В.

8. Определите концентрацию $Ni(NO_3)_2$, если ЭДС элемента, составленного из кобальта, опущенного в 0,1М $Co(NO_3)_2$, и никеля, опущенного в $Ni(NO_3)_2$, равна нулю при 25°С. α солей равна единице.

9. Элемент составлен из каломельного и хингидронного электродов, опущенных в исследуемый раствор. Рассчитайте pH раствора, если ЭДС при 25°С равна 0,278 В. $E^o_{хг}$ = 0,699 В; $E_{кал.нас.}$ = 0,246 В.

10. Элемент составлен из водородного и насыщенного хлорсеребряного электродов, опущенных в раствор. Рассчитайте pH раствора, если ЭДС при 25°С равна 0,56 В. $E^o_{х.с.\ нас.}$ = 0,201 В.

11. Вычислите ЭДС концентрационного элемента, состоящего из двух водородных электродов, погруженных в 0,01М и 0,05М растворы HNO_3; t = 25°С; $\alpha_{HNO_3} = 1$.

12. Составлена цепь из серебряного и кадмиевого электродов. Концентрация раствора азотнокислого серебра 0,1 моль/л, а нитрата кадмия – 0,5 моль/л. $\alpha_{AgNO_3} = 0{,}81$; $\alpha_{Cd(NO_3)_2} = 0{,}48$. Вычислите ЭДС гальванического элемента при 25°С. $E^o_{Ag^+/Ag}$ = 0,8 В; $E^o_{Cd^{2+}/Cd}$ = -0,402 В.

13. ЭДС гальванического элемента, составленного из водородного и насыщенного каломельного электродов, при 25°С равна 0,76 В. Вычислите pH раствора. $E^o_{кал}$ = 0,246 В.

14. Даны электроды: водородный, серебряный. Запишите электроды, составьте из них гальванический элемент, напишите реакции, идущие на электродах. Запишите выражение для расчета ЭДС.

15. Как можно измерить pH исследуемого раствора, используя в качестве индикаторного электрода сурьмяный? Составьте гальванический элемент.

16. Рассчитайте pH 0,01М раствора CH_3COOH, если величина его удельной электропроводности при 25°С равна $1{,}56\cdot10^{-4}$ $Ом^{-1}\cdot см^{-1}$.

17. Удельная электрическая проводимость насыщенного раствора хлорида серебра при 298 К равна $3{,}214\cdot10^{-4}$ $Ом^{-1}\cdot см^{-1}$, а воды, на которой он приготовлен, – $1{,}4\cdot10^{-4}$ $Ом^{-1}\cdot см^{-1}$. Найдете растворимость AgCl, моль/л и величину $ПР_{AgCl}$.

18. Рассчитайте удельную электрическую проводимость 0,16М раствора пропановой кислоты при 25°С.

ТЕМА XI. ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ. АДСОРБЦИЯ

Все биологические организмы представляют системы, которые содержат большое количество различных поверхностей раздела, отделяющих одну фазу от другой. Такими поверхностями являются, например, кожные покровы, поверхность стенок кровеносных сосудов, слизистые оболочки, клеточные мембраны, мембраны ядер, митохондрий, лизосом и т.д. На боль-

шинстве этих поверхностей протекают различные процессы, которые имеют жизненно важное биологическое значение.

К поверхностным явлениям относят поверхностное натяжение, адсорбцию, поверхностную активность, капиллярные явления, смачивание и др.

Поверхностное натяжение жидких фаз организма влияет на протекание биологических процессов. Доказано, что изменение поверхностного натяжения на поверхности клеток и органелл играет важную роль в таких явлениях, как деление клеток, амебоидное движение, изменение проницаемости клеточных мембран.

Адсорбция (отрицательная и положительная) различных веществ в крови и в протоплазме клеток имеет большое значение для обмена веществ. Так, кислоты жирного ряда, стероиды накапливаются у стенок сосудов, клеточных мембран, что облегчает их проникновение сквозь эти поверхности. Явление адсорбции нашло практическое применение при выведении из организма ядовитых веществ, аллергенов. Так, при отравлениях в медицинской практике применяется активированный уголь и другие энтеросорбенты, которые способны адсорбировать газы, алкалоиды, барбитураты, токсины из пищеварительной системы. В санитарно-гигиенической практике явление адсорбции используется, например, для очистки питьевой и сточных вод.

По теме XI студент должен ***знать*** понятия: поверхностная энергия, поверхностное натяжение; положительная и отрицательная адсорбция; адсорбент, адсорбтив; термодинамические принципы адсорбции; классификацию веществ: ПАВ, ПИАВ, ПНВ; виды и механизмы адсорбции на твердых адсорбентах; ***уметь*** оценивать природу адсорбтивов, адсорбентов и механизм адсорбции; анализировать факторы, влияющие на полноту адсорбции; ***владеть*** экспериментальными методами определения поверхностного натяжения; навыками определения краевого угла смачивания.

Вопросы для подготовки

1. Роль поверхностных явлений в организме и медицинской практике.
2. Поверхностная энергия Гиббса. Причины ее возникновения. Энергия поверхностного натяжения. Влияние температуры, природы жидкости и пограничной фазы, наличия примесей на величину энергии поверхностного натяжения.
3. Пути снижения поверхностной энергии. Адсорбция (физическая и химическая), адсорбент, адсорбтив. Термодинамика адсорбции.
4. Поверхностно-активные и поверхностно-инактивные вещества. Изотерма поверхностного натяжения. Поверхностная активность. Правило Дюкло-Траубе.
5. Методы измерения поверхностного натяжения. Сталагмометрия, ее суть.
6. Поверхностно-активные вещества (ПАВ). Ионогенные и неионогенные. Катион- и анионактивные ПАВ. Бактерицидные свойства, применение в медицине и санитарии. Лиофильные коллоидные растворы ПАВ. Мицел-

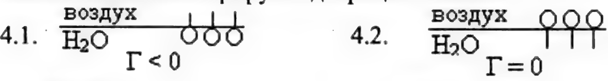
лообразование в растворах ПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования (ККМ), методы ее определения. Липосомы. Микрокапсулирование.

7. Адсорбция на границе раздела газ-жидкость. Уравнения Гиббса. Положительная и отрицательная адсорбция. Изотермы поверхностного натяжения. Схемы адсорбции.
8. Адсорбция на границе раздела твердое тело-газ и твердое тело-жидкость. Факторы, влияющие на величину адсорбции. Уравнения Лэнгмюра и Фрейндлиха. Изотерма адсорбции. Схемы адсорбции. Энтеросорбенты. Эфферентная медицина. Выведение металлов-ядов и токсинов из организма.
9. Молекулярная адсорбция из растворов на твердых адсорбентах. Правило Ребиндера.
10. Избирательная ионная адсорбция. Правила Панета-Фаянса.
11. Ионообменная адсорбция. Иониты. Стадии ионного обмена. Обменная емкость. Регенерация ионитов.
12. Когезия и адгезия. Адгезив, субстрат. Работа когезии и адгезии. Условия смачивания, краевой угол смачивания. Бондинговые системы в стоматологии.

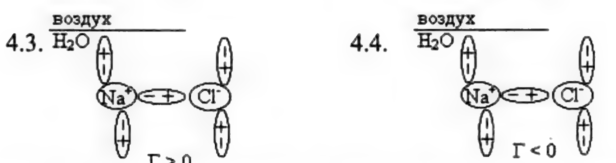
Тесты

1. Укажите единицу измерения поверхностного натяжения жидкости:
   1.1. Дж/м^2; 1.2. Дж/моль;
   1.3. Н/м^2; 1.4. моль/м^2.
2. Какая из жидкостей, граничащих с воздухом, имеет наибольшее значение σ?
   2.1. C_2H_5OH; 2.2. H_2O;
   2.3. раствор NaCl; 2.4. C_4H_9OH.
3. Какое из веществ является ПАВ по отношению к воде?
   3.1. NaCl; 3.2. $(NH_4)_2SO_4$;
   3.3. KCl; 3.4. мочевая кислота.
4. Какая схема иллюстрирует адсорбцию ПИАВ?

4.1. 4.2.

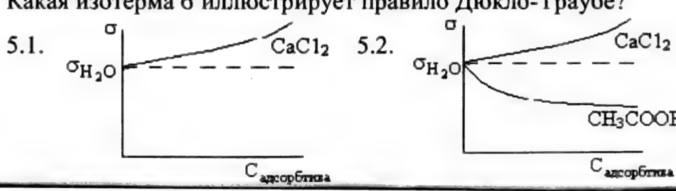


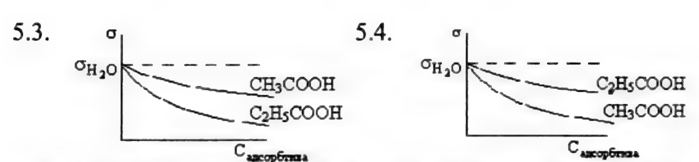
4.3. 4.4.



5. Какая изотерма σ иллюстрирует правило Дюкло-Траубе?

5.1. 5.2.





6. Какое значение σ соответствует повышенному, по сравнению с нормой (57-68 Эрг/см^2), содержанию солей желчных кислот в моче?

6.1. 78; 6.2. 71; 6.3. 63; 6.4. 53.

7. Какая схема иллюстрирует избирательную адсорбцию из водного раствора на поверхности $BaSO_4$?

7.1.

SO_4^{2-} SO_4^{2-}
K^+ K^+
K^+ [$BaSO_4$] K^+
K^+ K^+
SO_4^{2-}

7.2.

Na^+ Na^+
SO_4^{2-} SO_4^{2-}
Na^+ [$BaSO_4$] Na^+
SO_4^{2-}
Na^+ Na^+

7.3.

Na^+ Na^+
Cl^- Cl^-
Na^+ [$BaSO_4$]
Cl^- Cl^- Na^+
Cl^- Na^+

7.4.

Cl^- Cl^-
Na^+ Na^+
[$BaSO_4$]
Na^+ Na^+
Cl^- Na^+ Cl^-
Cl^-

8. Укажите, в каких единицах не измеряется адсорбция на твердом сорбенте:

8.1. Дж/м^2; 8.2. моль/г;
8.3. моль/м^2; 8.4. г/м^2.

9. Укажите пару «растворитель + адсорбент», необходимые для полного разделения смеси дифильного ( ) ↓ полярного (о) веществ, исходя из следующего условия: растворитель растворяет оба вещества, а на твердом адсорбенте полностью адсорбируется только одно из них:

Ответ	9.1.	9.2.	9.3.	9.4.
Растворитель	⚲	(+–)	(+–)	|
Адсорбент	уголь	уголь	мел	мел

10. Какой фактор является одной из причин неполной адсорбции на поверхности твердого адсорбента?
    10.1. сродство адсорбента и растворителя;
    10.2. наличие активных центров на поверхности адсорбента;
    10.3. сродство адсорбтива и адсорбента;
    10.4. поверхностная энергия твердого адсорбента.
11. Работа адгезии для жидких адгезивов рассчитывается по формуле:
    11.1. $W = nF\Delta E$; 11.2. $W = 2\sigma$;
    11.3. $W = (\sigma_{т-г} + \sigma_{ж-г}) - \sigma_{т-ж}$; 11.4. $W = 2\gamma$.
12. Условие полного смачивания субстрата адгезивом:
    12.1. $W_c > W_a$ $\theta > 90^o$;
    12.2. $W_a > W_c$ $\theta > 90^o$;
    12.3. $W_a > ½W_c$ $\theta << 90^o$;
    12.4. $W_a < ½W_c$ $\theta >> 90^o$.

Задачи и упражнения

1. Оцените природу следующих веществ: KNO_3, $BaCl_2$, пропанол, стеарат натрия. Сравните поверхностное натяжение водных растворов указанных веществ и воды.

2. Расположите в порядке уменьшения поверхностного натяжения следующие вещества: толуол, гептиловую кислоту, уксусную кислоту, воду, бензол.

3. К чистой воде добавили: а) серную кислоту; б) масляную кислоту. Как изменится поверхностное натяжение воды? Определите знак адсорбции.

4. Составьте схемы адсорбции и исследуйте влияние природы сорбента и сорбтива на процессе адсорбции на угле и меле из водного раствора хлорида железа(Ш), метиленовой сини $C_{16}H_{18}N^+Cl^-$ и эозина $C_{20}H_8O_5Br_4$.

5. Расположите ионы Ba^{2+}, K^+, Fe^{3+} в порядке уменьшения адсорбционной активности на полярном адсорбенте.

6. Какие из перечисленных веществ будут поглощаться на меле из водного раствора хлорида кальция, нитрата натрия, муравьиной кислоты?

7. Исследуйте влияние природы растворителя и адсорбента на процессе адсорбции на примере: адсорбент – мел, уголь; адсорбтив – краситель тимоловый синий ($R-SO_3H$); растворитель – вода, C_2H_5OH.

8. Разделите водные растворы хлорида кальция, масляной кислоты и хлорида натрия на сорбентах: мел, уголь, катионит.

9. Во сколько раз способность к положительной адсорбции пропанола отличается от способности метанола? Молярные концентрации разбавленных водных растворов спиртов одинаковы.

10. Изобразите схему адсорбции на угле, когда имеет место конкуренция сорбтивов.

11. Изобразите схему адсорбции, соответствующую максимальной. Какое правило вы используете при этом?

12. Приведите изотерму адсорбции этилового спирта, сделайте вывод о его поверхностной активности относительно воды. Изобразите положения молекул этилового спирта по отношению к поверхности воды. Какой знак будет иметь адсорбция?

13. У мочи № 1 найдено, что ее σ = 42 Эрг/см^2, а у мочи № 2 σ = 70,5 Эрг/см^2. Сделайте вывод о содержании в моче № 1 и № 2 ПАВ или ПИАВ, если σ в норме 57-68 г/см^2. Зарисуйте изотермы поверхностного натяжения в зависимости от концентрации сорбтива для этих жидкостей. По какому уравнению можно рассчитать адсорбцию данных веществ?

14. Опишите адсорбцию красителя малахитового зеленого ($C_{23}H_{25}N^+Cl^-$) на угле и меле из водного и спиртового растворов. Используя правило Ребиндера, сделайте выводы о влиянии природы растворителя на величину адсорбции. Изобразите схемы адсорбции на угле и меле.

15. Величина поверхностного натяжения раствора этилового спирта при 20°С $32 \cdot 10^{-3}$ Дж/м^2. Сделайте вывод о чистоте препарата и возможных примесях. Используйте справочные таблицы физико-химических величин.

16. Покажите применение правила Панета-Фаянса на примере сорбента $BaSO_4$ и раствора хлоридов бария и натрия. Биологическое значение избирательной адсорбции.

17. Сравните поверхностную активность двух предельных одноосновных карбоновых кислот в водном растворе в указанном интервале концентраций, если известно, что

Кислота	С, моль/л	σ, мН/м
Кислота 1	0,0312 0,0625	69,5 67,7
Кислота 2	0,0312 0,0625	65,8 60,4

В составе какой кислоты содержится больше атомов углерода?

18. При уменьшении концентрации раствора новокаина с 0,2 моль/л до 0,15 моль/л поверхностное натяжение возросло с 69 до 71 мН/м, а у раствора кокаина – с 65 мН/м до 70 мН/м. Во сколько раз отличаются величины адсорбции новокаина и кокаина из их водных растворов?

19. В 80 мл раствора мочевины с концентрацией 0,36 ммоль/л внесли 4 г активированного угля. В результате концентрация растворенного вещества снизилась до 0,12 ммоль/л. Вычислите величину адсорбции мочевины в моль/г.

20. Какая масса сахарозы была адсорбирована активированным углем массой 4 г из 0,1М водного раствора объемом 100 мл, если осмотическое давление раствора снизилось в 2 раза?

21. Какая масса уксусной кислоты (pK_a = 4,8)была адсорбирована активированным углем из водного раствора объемом 100 мл, если pH раствора повысился с 4,0 до 4,5?

22. Во сколько раз $\sigma_{глицерина} > \sigma_{оливкового\ масла}$, если в капилляре с внутренним радиусом 0,400 мм столбик глицерина поднялся на высоту 26,8 мм, а столбик оливкового масла – на 18,8 мм. Плотности глицерина и масла составляют 1,26 и 0,94 г/мл соответственно. Как объяснить различие σ для указанных жидкостей?

23. Рассчитайте поверхностное натяжение водного раствора амилового спирта (пентанола), если число капель этого раствора, вытекающего из сталагмометра, равно 72, а число капель воды – 60. Плотности жидкостей примите равными 1 г/мл. Оцените природу пентанола.

24. Угол смачивания виноградным соком поверхности нержавеющей стали равен 50°, а полиэтилена – 100°. Во сколько раз равновесная работа адгезии сока к стали больше, чем к полиэтилену?

25. Рассчитайте работу адгезии глицерина к студню желатина, нанесенному на парафин, если краевой угол смачивания составляет 69° (t° = 20°C). Выполняется ли условие смачивания?

26. Для 0,1 % раствора эфиров сахарозы, поверхностное натяжение которого составляет 30 мДж/м^2 (30 Эрг/см^2), определите равновесную работу когезии и адгезии, если краевой угол смачивания равен 15°.

ТЕМА XII. ХРОМАТОГРАФИЯ

Хроматография применяется в технике, медицине и биологии для разделения смесей на индивидуальные компоненты, либо для выделения из смеси некоторых из них.

В медицине и биологии ее используют для идентификации веществ, а также для решения большого числа исследовательских, диагностических, клинических и других задач. Так, с помощью хроматографии осуществляется качественный и количественный анализ крови или мочи на присутствие в них алкоголя, наркотиков, допинга. Хроматография позволяет установить качественный состав и соотношение жирных кислот в различных физиологических средах. Эти данные необходимы для диагностики заболеваний желчного пузыря, печени, центральной нервной системы, гипертонической болезни, сахарного диабета, нарушения сердечной деятельности.

С помощью хроматографии в биологических жидкостях можно выявить микрокомпоненты, не определяемые другими методами, которые появляются при наличии той или иной патологии.

Хроматография используется также при изучении аминокислотного состава плазмы и других биологических сред, при количественном определении витаминов, гормонов и иных биологически активных соединений.

Хроматография используется в клинической фармации для определения индивидуальных оптимальных терапевтических доз.

По теме XII студент должен ***знать*** основные понятия: подвижная и неподвижная фаза, коэффициент распределения, коэффициент разделения, элюирование; механизмы, лежащие в основе хроматографии; методы разделения смесей; ***уметь*** правильно выбрать механизм и технику разделения смеси компонентов; оценить возможность разделения смеси компонентов, руководствуясь величинами коэффициентов распределения; ***владеть*** навыками качественной и количественной расшифровки хроматограмм.

Вопросы для подготовки

1. Хроматография, ее сущность, применение в медицине.
2. Виды хроматографии по механизму и технике разделения. Количественная и качественная оценка возможности хроматографического разделения.
3. Адсорбционная хроматография, выбор сорбента и растворителя. Применение адсорбционной хроматографии.
4. Молекулярно-ситовая хроматография. Сущность метода. Применение.
5. Распределительная хроматография. Техника выполнения. Качественный и количественный анализ хроматограмм.
6. Ионообменная хроматография. Выбор сорбентов и растворителей. Уравнение ионного обмена. Применение ионообменной хроматографии.
7. Биоспецифическая (аффинная) хроматография. Механизм аффинной хроматографии. Применение.

Тесты

1. При каком отношении коэффициентов распределения Д двух веществ может произойти хроматографическое разделение их смеси?
   1.1. $Д_1/Д_2 = 1$; 1.2. $Д_1/Д_2 = 0$;
   1.3. $Д_1/Д_2 < 0$; 1.4. $Д_1/Д_2 \neq 1$
2. Расположите ионы Ca^{2+}, Sr^{2+} и K^+ в порядке уменьшения их адсорбционной активности на полярном адсорбенте Al_2O_3:
   2.1. $Ca^{2+} > Sr^{2+} > K^+$; 2.2. $Ca^{2+} > K^+ > Sr^{2+}$;
   2.3. $K^+ > Ca^{2+} > Sr^{2+}$; 2.4. $Sr^{2+} > Ca^{2+} > K^+$
3. В молекулярно-ситовой хроматографии первыми из разделительной колонки выходят:
   3.1. катионы с наименьшим радиусом;
   3.2. катионы, имеющие максимальную плотность заряда;
   3.3. молекулы с минимальной массой;
   3.4. молекулы с максимальной массой.

4. Предложите наиболее эффективный метод хроматографического разделения смеси гормонов надпочечников. Данные гормоны мало различаются по молекулярной массе.
  4.1. молекулярно-ситовая (гель) хроматография;
  4.2. биоспецифическая хроматография;
  4.3. распределительная хроматография;
  4.4. адсорбционная ионная хроматография.

5. Подберите адсорбент для разделения смеси веществ в молекулярно-ситовой хроматографии:
  5.1. оксид алюминия;
  5.2. оксид кремния;
  5.3. набухший полимер;
  5.4. уголь.

6. Укажите метод хроматографического разделения смеси белка глобулина и $(NH_4)_2SO_4$ плазмы крови, значительно различающихся размерами молекул:
  6.1. распределительная хроматография;
  6.2. адсорбционная ионная хроматография;
  6.3. молекулярно-ситовая (гель) хроматография;
  6.4. адсорбционная молекулярная хроматография.

7. В адсорбционной ионной хроматографии разделение смеси на компоненты происходит в последовательности изменения:
  7.1. плотности заряда иона;
  7.2. радиуса иона;
  7.3. радиуса гидратированного иона;
  7.4. плотности заряда гидратированного иона.

8. В распределительной хроматографии разделение смеси происходит в результате:
  8.1. различной подвижности веществ в полярном растворителе;
  8.2. различной подвижности веществ в порах твердого адсорбента;
  8.3. различной подвижности веществ в двух несмешивающихся жидкостях;
  8.4. различной подвижности веществ в неполярном растворителе и порах твердого адсорбента.

9. В ионообменной хроматографии при выделении Ca^{2+} из плазмы крови происходит обмен:
  9.1. анионами между твердым адсорбентом и раствором;
  9.2. катионами между раствором и неполярным адсорбентом;
  9.3. катионами между раствором и полярным адсорбентом;
  9.4. ионами между раствором и биологически активным веществом.

10. Предложите метод хроматографического разделения смеси гидрофобного витамина Е и гидрофильного витамина B_1:
  10.1. распределительная хроматография;
  10.2. ионообменная хроматография;

10.3. адсорбционная ионная хроматография;
10.4. молекулярно-ситовая (гель) хроматография.

Задачи и упражнения

1. Предложите метод хроматографического разделения желатина и хлорида натрия.

2. Предложите метод, механизм и технику выполнения для разделения Fe^{3+}, Co^{2+}, Cu^{2+}. Объясните полученные результаты.

3. Разделите Co^{2+} и Hg^{2+} на колонке с Al_2O_3. Напишите уравнения реакций, если для проявления хроматограммы через колонку до поглощения катионов пропустили NaOH. Объясните полученное положение окрашенных зон. Оцените механизм и технику разделения.

4. Разделите аминокислоту и толуол, предложите механизм и растворитель.

5. Какие количественные методы оценки разделения веществ существуют? Приведите в общем виде расчет коэффициентов разделения, распределения и подвижности при разделении смеси фуксина ($R(N^+H_2)_3Cl^-$) и I_2. Предложите сорбент, растворитель, метод хроматографии и технику выполнения.

6. Выделите ионы Cl^- из мочи. Предложите метод хроматографии и технику выполнения. Напишите уравнения соответствующих процессов.

7. Разделите методом хроматографии хлорид магния и воду. На чем основано разделение таких веществ?

8. Разделите хроматографическим методом ПАВ и бензол. Выберите растворитель и метод хроматографии.

9. Проведите выделение ионов Ca^{2+} из плазмы крови на катионите Н-формы. Запишите уравнения процессов.

10. Проведите разделение ионов Cr^{3+} и Co^{2+} на полярном адсорбенте. Предложите сорбент и растворитель. Для распознания окрашенных зон на сорбенте запишите качественные реакции на Cr^{3+} и Co^{2+} с Na_2HPO_4. Составьте сорбционный ряд. Какие свойства ионов влияют на их сорбционную способность? Какой вид хроматографии по механизму и технике был вами использован?

11. Отделите хлориды мочи на анионите R-OH. Запишите уравнения ионного обмена. Как контролируют элюат на наличие Cl^- ионов? Объясните смещение равновесия ионного обмена в процессе хроматографического деления.

12. Разделите смесь I_2 и метил-виолетового ($C_{24}H_{28}N^+{}_3Cl^-$). Бумагу примите отрицательно заряженным адсорбентом. Объясните механизм разделения. Подберите растворители.

13. Предложите методику разделения гидрофобного витамина А и аскорбиновой кислоты. На чем может быть основана методика? Дайте пояснения.

14. Предложите методы извлечения ионов SO_4^{2-} из водного раствора. Изобразите схемы или соответствующие уравнения процессов.

ТЕМА XIII. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

В организме человека представлены все виды дисперсных систем: растворы низко- и высокомолекулярных соединений, коллоидно- и грубодисперсные системы. К низкомолекулярным системам относятся растворы электролитов и неэлектролитов, например, растворы глюкозы, мочевины, хлориды натрия, кальция и др. К высокомолекулярным системам – растворы белков, нуклеиновых кислот. КДС в организме образованы труднорастворимыми солями: оксалат кальция, фосфат кальция, карбонаты кальция и магния. Примером ГДС в организме является эмульсия – жиры в крови, лимфе, кишечном содержимом.

Изучение процессов жизнедеятельности: дыхания, пищеварения, многих патологических процессов невозможно без понимания свойств дисперсных систем, условий их образования и осаждения.

РАСТВОРЫ ВМС

По теме «Растворы ВМС» студент должен ***знать*** понятия: высокомолекулярное соединение, полиэлектролит, изоэлектрическая точка, набухание, высаливание, коацервация, денатурация, структурообразование; механизм растворения ВМС; ***уметь*** оценивать влияние различных факторов на процессы растворения и застудневания; ***владеть*** навыками приготовления раствора ВМС; методикой определения изоэлектрической точки белка.

Вопросы для подготовки

1. Характеристика ВМС. Свойства полимеров (конформация, электретное состояние, способность к набуханию).
2. Строение биополимеров. Строение макромолекулы.
3. Растворы высокомолекулярных электролитов. Изоэлектрическое состояние, ИЭТ белка.
4. Свойства растворов ВМС.
5. Образование истинного водного раствора ВМС. Ограниченное и неограниченное набухание. Степень набухания, давление набухания. Контракция. Строение частиц ВМС в растворе. Факторы, влияющие на набухание.
6. Осаждение ВМС из растворов. Факторы агрегативной устойчивости. Высаливание. Лиотропные ряды. Схема осаждения Кройта. Коацервация и ее роль в биологических системах. Денатурация. Физические и химические денатурирующие агенты.

7. Застудневание растворов ВМС, его механизм, влияние различных факторов на застудневание. Диффузия ионов в студнях, периодические реакции, тиксотропия, синерезис, их биологическая роль.

Задачи и упражнения по теме ВМС

1. Объясните различия в действии на раствор белка спирта, солей тяжелых металлов, повышения температуры. Приведите уравнения реакций, объясните механизм действия реагентов.

2. Назовите основной и дополнительный факторы устойчивости растворов ВМС (приведите, как подтверждение, результаты наблюдений при практическом осуществлении схемы Кройта). Какой из электролитов (Na_2SO_4, $MgCl_2$) будет обладать наибольшим высаливающим действием и почему?

3. Чем отличается проба Геллера от схемы Кройта?

4. $pH_{ИЭТ}$ личного альбумина равен 4,8, а глиадина 9,8. Чем можно объяснить различие в этих величинах. Приведите уравнения реакций и объясните изменения в строении этих белков при pH 7. К каким электродам при наложении электрического тока на растворы этих белков будут двигаться заряженные частицы?

5. Дайте объяснение различию в набухании желатина в чистой воде, в растворах ацетата натрия и сульфата натрия. Какие из перечисленных веществ способствовали бы синерезису, почему?

6. В растворе содержится смесь белков: глобулин (pI = 7); альбумин (pI = 4,9); коллаген (pI = 4,0). При каком значении pH можно электрофоретически разделить указанные белки?

7. Гемоглобин (pI = 6,68) поместили в буферный раствор с концентрацией ионов водорода $1{,}5 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Определите направление движения молекул гемоглобина при электрофорезе. Известно, что в эритроцитах pH = 7,25. Какой заряд имеют молекулы гемоглобина при этом значении pH?

8. Будет ли набухать желатин (pI = 4,7) в ацетатном буфере с равным содержанием компонентов при 0°С? Ответ поясните.

9. При каком значении pH следует разделять методом электрофореза два фермента с изоэлектрическими точками, равными 5 и 3? Как заряжены частицы ферментов в растворах с pH 4,6 и 7,9?

10. Дайте объяснение, почему ацетилсалициловую кислоту необходимо принимать после еды.

```
C//O
|  \OH
(O)- O - C - CH3
         ||
         O
```

Напишите уравнение реакции.

11. Какие продукты метаболизма лучше связывает белковый буфер крови. Ответ свяжите со строением белка при pH крови 7,4.

12. При pH = 6 инсулин при электрофорезе остается на старте. К какому электроду инсулин будет перемещаться при электрофорезе в растворе хлористоводородной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л?

КОЛЛОИДНО-ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

По теме «Коллоидно-дисперсные системы» студент должен ***знать*** понятия: дисперсная фаза, дисперсионная среда, степень дисперсности, коагуляция; классификацию ДС; условия и методы получения КДС; медико-биологические примеры ДС; устойчивость КДС; ***уметь*** составлять формулы коллоидных частиц; оценивать устойчивость КДС; ***владеть*** навыками приготовления КДС; навыками экспериментальной оценки знака заряда гранулы; методикой определения порога коагуляции.

Вопросы для подготовки

1. Общая характеристика КДС. Строение частиц КДС. Составные части мицеллы. Роль стабилизатора. Электрокинетический и электродинамический потенциалы. Изоэлектрическое состояние мицеллы. Электрофорез и электроосмос.
2. Получение КДС. Условия и методы получения КДС. Очистка КДС: диализ, вивидиализ. Компенсационный вивидиализ.
3. Устойчивость КДС. Виды устойчивости. Факторы устойчивости.
4. Коагуляция КДС, причины, ее вызывающие. Механизм коагулирующего действия электролитов. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Коллоидная защита. Биологическая роль. Пептизация. Коагуляция в биологических системах.
5. Коагуляция смесями электролитов. Явления антагонизма и синергизма.
6. Структурообразование в КДС. Причины. Механизм процесса. Гели, их физико-химические свойства. Профилактические и лечебные гели.

Задачи и упражнения по теме КДС

1. Известно бактерицидное действие серебра. Покажите строение коллоидной частицы золя серебра. Стабилизатор – нитрат серебра.

2. Постройте мицеллу CaC_2O_4 с положительно заряженной гранулой. Объясните на этом примере механизм стабилизирующего действия электролита.

3. При каких условиях можно получить коллоид сульфида меди с положительно заряженной гранулой? Опишите механизм коагулирующего действия.

4. Объясните, почему при потере защитной функции белков возможно образование камней в почках. Рассмотрите это явление на примере

оксалата кальция. Нарисуйте схематично исходную частицу оксалата кальция в растворе.

5. Рассмотрите примеры получения КДС методом химической конденсации. Напишите мицеллы, укажите стабилизаторы. За счет чего коллоиды сохраняют устойчивость? Примеры: коллоиды золота, серы, сульфата бария, гидроксида хрома(Ш), оксида олова(IV).

6. Золь иодида серебра получен при сливании 20 мл 0,01М раствора KI и 15 мл 0,01М раствора $AgNO_3$. Напишите формулу мицеллы образовавшегося коллоида и определите направление движения его частиц при электрофорезе.

7. Свежеосажденный гидроксид алюминия обработали раствором соляной кислоты, недостаточным для полного растворения осадка. При этом образуется коллоид $Al(OH)_3$. Напишите формулу мицеллы, если в электрическом поле частицы коллоида $Al(OH)_3$ перемещаются к катоду (-). Укажите метод получения КДС.

8. При длительном стоянии сероводородной воды на воздухе образуется коллоидная сера. Напишите формулу мицеллы золя серы и определите знак заряда гранулы. К какому методы относится образование данного коллоида?

9. Золь серы получен добавлением 5 мл спиртового раствора серы к 10 мл дистиллированной воды. Каким методом он получен? Чем объясняется, что в проходящем свете золь красно-оранжевый, а в отраженном – голубой?

10. При пропускании избытка сероводорода в подкисленный раствор соли мышьяка(Ш) получен золь сульфида мышьяка(Ш). Напишите мицеллу и определите знак заряда гранулы.

11. Для очистки водопроводной воды от взвешенных частиц глины и песка добавляют небольшое количество $Al_2(SO_4)_3$. Почему в этом случае происходит быстрое оседание взвешенных частиц? Ответ обоснуйте.

12. К 5 мл золя $Fe(OH)_3$ до начала коагуляции надо добавить один из следующих растворов: 4 мл хлорида калия с концентрацией 3 моль/л, 0,5 мл сульфата калия с концентрацией 0,01 моль/л, 3 мл Na_3PO_4 с концентрацией 0,001 моль/л. Вычислите порог коагуляции этих электролитов. Во сколько раз коагулирующее действие их отличается друг от друга?

13. Какой объем 0,01М раствора $K_2Cr_2O_7$ надо добавить к 1 л золя гидроксида алюминия, чтобы вызвать его коагуляцию? Порог коагуляции 0,63 ммоль/л.

14. Назовите три метода получения коллоида $Fe(OH)_3$, приведите уравнения реакций, напишите мицеллы. Как экспериментально определить знак заряда гранулы?

15. При каких условиях отсутствует направленное движение частиц КДС в электрическом поле? В каком направлении будут перемещаться частицы коллоидов $Ag_2Cr_2O_7$, $Bi(OH)_3$? Приведите строение мицелл.

16. Чем отличается адсорбционная пептизация от растворения?

17. Частицы коллоидного раствора сульфата кальция, полученного смешением равных объемов $CaCl_2$ и Na_2SO_4, перемещаются в электрическом поле к катоду. Одинаковы ли концентрации исходных растворов? Покажите строение коллоидных частиц.

18. Коллоидный раствор сульфида свинца получен по реакции $Pb(NO_3)_2 + Na_2S \rightarrow$. Пороги коагуляции электролитов для коллоидного раствора, ммоль/л: KCl – 50; $AlCl_3$ – 0,093; $MgCl_2$ – 0,717. Укажите стабилизатор при получении коллоидного раствора.

19. Известно, что для лекарственных препаратов очень важна их совместимость, поскольку при одновременном их введении могут наблюдаться явления синергизма, антагонизма и реже аддитивности. Какое явление может иметь место при одновременном добавлении растворов $FeCl_2$ и KCN к коллоидному раствору а) с отрицательно; б) с положительно заряженной гранулой? Дайте пояснения.

ГРУБОДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

По теме «Грубодисперсные системы» студент должен ***знать*** классификацию ГДС; методы получения и стабилизаторы; ***уметь*** показывать строение частиц дисперсной фазы; оценивать устойчивость ГДС; ***владеть*** навыками приготовления суспензий, эмульсий различного типа.

Вопросы для подготовки

1. Общая характеристика.
2. Классификация ГДС: эмульсии, суспензии, аэрозоли, пены.
3. Эмульсии: методы получения, свойства. Типы эмульсий, механизм действия эмульгатора. Обращение фаз эмульсий. Применение эмульсий в медицине.
4. Суспензии. Виды суспензий. Строение частиц ДФ. Методы получения. Свойства. Применение в медицине.
5. Аэрозоли, классификация. Кинетическая и агрегативная устойчивость. Аэрозоли как причина возникновения некоторых заболеваний и как лекарственные формы.

РАСТВОРЫ НМС

По теме «Растворы НМС» студент должен ***знать*** характеристику молекулярно- и ионнодисперсных систем; устойчивость и методы осаждения НМС из растворов; ***уметь*** показывать строение частиц дисперсной фазы; ***владеть*** методами приготовления растворов НМС и методами их разрушения путем высаливания и замены растворителя.

Вопросы для подготовки

1. Характеристика, получение растворов НМС.
2. Строение частиц ДФ в растворе.
3. Факторы устойчивости. Способы разрушения НМС: высаливание; метод замены растворителя.

Задачи и упражнения по темам ГДС, растворы НМС

1. Представлены вещества: а) жир, вода; б) жир, бензол; в) $BaCl_2$, Na_2SO_4, вода; г) $CaSO_{4\ тв}$, вода. Какие при этом системы получатся, укажите их структурные единицы и условия получения. Дайте характеристику полученных дисперсных систем.

2. Объясните, почему при взбалтывании бензола в воде происходит расслаивание жидкостей, а в присутствии натриевого мыла получается устойчивая система. Какую роль играет мыло? Назовите вид дисперсной системы, ее структурную единицу.

3. Имея в распоряжении воду, хлористый кальций и соду (Na_2CO_3), получите раствор НМС, КДС и ГДС. Укажите условия их получения. Охарактеризуйте кинетическую и агрегативную устойчивость этих дисперсных систем. Покажите строение частиц ДФ.

4. К спиртовому раствору канифоли (или серы) добавили воду. Дайте объяснения наблюдаемому помутнению раствора. Что можно увидеть, если к раствору НМС добавить кристаллы $(NH_4)_2SO_4$? Чем различаются механизмы разрушения НМС в первом и во втором случаях?

5. К какому типу дисперсных систем можно отнести следующие системы: спиртовой раствор йода; зубная паста; анисовые капли; препарат «Альмагель»; пломбировочный материал; рыбий жир; кровь; слюна; раствор хлорида кальция; таблетка активированного угля?

Тесты

1. Какая из перечисленных ДС является гетерогенной?
   1.1. раствор Na_2SO_4;
   1.2. раствор желатина;
   1.3. золь $Fe(OH)_3$.
3. Какая из перечисленных ДС является агрегативно устойчивой?
   2.1. раствор $BaCl_2$;
   2.2. коллоид $BaSO_4$;
   2.3. эмульсия масла в воде.
3. Какая ДС получится при добавлении к избытку раствора $AgNO_3$ раствора NaCl? Что представляет собой частица дисперсной фазы этой системы?

Ответ	Вид ДС	Строение частицы
3.1.	раствор НМС	гидратированные молекулы
3.2.	КДС	мицелла

3.3.	ГДС	частица масла, окруженная оболочкой из молекул эмульгатора и дисперсионной среды

4. Какая ДС получится при добавлении бензола к фенолу?
   - 4.1. раствор ВМС;
   - 4.2. КДС;
   - 4.3. раствор НМС.
5. Что произойдет при добавлении ацетона к раствору желатина?
   - 5.1. набухание;
   - 5.2. осаждение;
   - 5.3. образование раствора ВМС.
6. Какой фактор не способствует процессу структурообразования?
   - 6.1. $pH_{р\text{-}ра} \sim pI$;
   - 6.2. шарообразная форма частиц;
   - 6.3. добавление дегидратирующего средства;
   - 6.4. понижение температуры.
7. Суспензия – это ГДС, в которой:

	дс	дф
7.1.	Ж	Ж
7.2.	Ж	Г
7.3.	Ж	Тв
7.4.	Г	Ж

8. При добавлении воды к спиртовому раствору I_2 образуется:
   8.1. раствор НМС; 8.2. раствор ВМС;
   8.3. эмульсия; 8.4. суспензия.
9. Выберите лиофобную ДС:
   - 9.1. спиртовой раствор I_2;
   - 9.2. золь Ag, стабилизированный $AgNO_3$;
   - 9.3. раствор фенола в этаноле.
10. $\{[mBaSO_4]_nBa^{2+}2Cl^-\}^{2X+}\cdot 2xCl^-\cdot yH_2O$ – эта частица является дисперсной фазой:
    10.1. суспензии; 10.2. КДС;
    10.3. эмульсии; 10.4. пасты.
11. В коллоидной частице, образующейся под действием избытка раствора нитрата серебра на раствор хлорида натрия, потенциалопределяющим является ион:
    11.1. Cl^-; 11.2. Ag^+; 11.3. Na^+; 11.4. NO_3^-.
12. Коллоидная частица, образующаяся при взаимодействии нитрата серебра с избытком иодида калия, в электрическом поле:
    - 12.1. перемещается к положительному электроду;
    - 12.2. перемещается к отрицательному электроду;
    - 12.3. совершает колебательные движения;

12.4. остается неподвижной.

13. Коагуляцию золя иодида серебра, полученного по реакции $AgNO_3 + KI_{(изб.)} \rightarrow AgI + KNO_3$, вызывают:
    13.1. катионы электролита;
    13.2. нейтральные молекулы;
    13.3. катионы и анионы одновременно;
    13.4. молекулы воды.
14. Отделение сыворотки при свертывании крови – это пример:
    14.1. тиксотропии;
    14.2. периодических реакций;
    14.3. синерезиса;
    14.4. высаливания.
15. Изоэлектрическая точка белка равна 4,6. Заряд частиц белка в нейтральной среде (pH = 7):
    15.1. отрицательный; 15.2. положительный;
    15.3. равен нулю.

ТЕМА XIV. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

Все дисперсные системы обладают определенными физико-химическими свойствами. Это оптические свойства, связанные с поглощением света, с его рассеянием и др. Это молекулярно-кинетические свойства, обусловленные тепловым движением частиц дисперсной фазы (броуновским движением, диффузией, осмосом) и зависящие от размеров частиц. Это коллигативные свойства (скорость диффузии, осмотическое давление, давление насыщенного пара растворителя, температуры кипения и замерзания растворов), зависящие от числа частиц дисперсной фазы в единице объема.

Особенно осмос играет чрезвычайно важную роль в функционировании живых систем. Благодаря осмосу регулируется поступление воды в клетки и межклеточные структуры. Упругость клеток (тургор), обеспечивающая эластичность тканей и сохранение определенной формы органов, обусловлена осмотическим давлением. Животные и растительные клетки имеют оболочки или поверхностный слой протоплазмы, обладающие свойствами полупроницаемых мембран. При помещении этих клеток в растворы с различной концентрацией наблюдается осмос.

Законы Рауля лежат в основе экспериментальных методов определения молекулярных масс растворимых веществ – эбулиоскопии и криоскопии – основанных соответственно на измерении температуры кипения и температуры замерзания растворов этих веществ. Эти методы применяют также для определения изотонического коэффициента, степени электролитической дис-

социации для электролитов. Методы эбулиоскопии и криоскопии широко используются при физико-химическом изучении биологических объектов.

По теме XIV студент должен ***знать*** оптические свойства ДС; коллигативные свойства растворов; закон Рауля; осмос, осмотическое давление, гипер-, гипо- и изотонические растворы; понятия осмомолярность и осмомоляльность; ***уметь*** рассчитывать осмотическое давление, температуру кипения и замерзания растворов электролитов и неэлектролитов; рассчитывать молярную массу неизвестного вещества по данным осмометрии, криометрии и эбулиометрии; прогнозировать поведение эритроцитов в растворах заданной концентрации; ***владеть*** сущностью методов осмометрии и криометрии.

Вопросы для подготовки

1. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем. Оптические свойства. Рассеяние света. Уравнение Релея. Конус Тиндаля. Нефелометрия. Ультрамикроскопия. Опалесценция. Дихроизм.
2. Броуновское движение. Диффузия. Уравнение Фика. Коэффициент диффузии. Уравнение Эйнштейна.
3. Коллигативные свойства дисперсных систем. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа для расчета осмотического давления растворов неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент. Осмометрия.
4. Растворы изотонические, гипотонические, гипертонические, их применение. Изоосмия. Плазмолиз, лизис. Биологическое значение осмоса.
5. Осмос в растворах ВМС, в коллоидных растворах. Расчет осмотического давления. Онкотическое давление.
6. Мембранное равновесие Доннана. Биологическая роль мембранного равновесия в обеспечении жизнедеятельности клеток.
7. Закон Рауля. Кипение и замерзание растворов электролитов и неэлектролитов.
8. Следствия из закона Рауля. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы. Эбулиометрия. Криометрия. Применение в медико-биологических исследованиях.

Тесты

1. В медицине и фармации раствор называется изотоническим, если он имеет:
   - 1.1. осмотическое давление ниже осмотического давления плазмы;
   - 1.2. осмотическое давление равное осмотическому давлению плазмы;
   - 1.3. осмотическое давление выше осмотического давления плазмы;
   - 1.4. осмотическое давление в 2 раза меньше осмотического давления плазмы.

2. Уравнение Вант-Гоффа для расчета осмотического давления раствора электролита имеет вид:

2.1. $\pi = CRT$; 2.2. $\pi = iCRT$;

2.3. $\pi = \alpha CRT$; 2.4. $\pi = \frac{C}{n}RT$.

3. Чему равен изотонический коэффициент раствора $Ca(NO_3)_2$ (кажущаяся степень диссоциации 75%):

3.1. 2,5; 3.2. 1,75; 3.3. 2,75; 3.4. –0,5.

4. Взяты растворы KCl, $C_6H_{12}O_6$, Na_2SO_4, CH_3COOH ($\alpha = 0{,}013$) с одинаковой молярной концентрацией. Какой из этих растворов будет иметь наибольшее осмотическое давление:

4.1. CH_3COOH; 4.2. $C_6H_{12}O_6$;

4.3. KCl; 4.4. Na_2SO_4.

5. Чему будет равна молярная концентрация раствора NaCl, изотоничного цельной крови ($\pi_{крови} = 7{,}63$ атм):

5.1. 0,3 моль/л; 5.2. 0,15 моль/л;

5.3. 6,66 моль/л; 5.4. 3,33 моль/л.

6. Укажите единицы измерения осмотического давления в СИ:

6.1. атм; 6.2. Дж; 6.3. Н·м; 6.4. Па.

7. ИЭТ белка равна 5. При каком pH осмотическое давление раствора белка будет минимальным:

7.1. pH = 3; 7.2. pH = 6;

7.3. pH ≈ 5; 7.4. pH = 7.

8. При помещении клетки в гипертонический раствор наблюдается ее:

8.1. лизис; 8.2. плазмолиз;

8.3. гемолиз; 8.4. синерезис.

9. Метод криометрии основан на:

9.1. эффекте понижения температуры замерзания растворов по сравнению с чистым растворителем;

9.2. эффекте повышения температуры кипения растворов по сравнению с чистым растворителем;

9.3. эффекте постоянства солевого состава внутри клеток;

9.4. эффекте проникновения молекул растворителя через полупроницаемую мембрану.

10. Взяты растворы фруктозы, $NH_3 \cdot H_2O$ ($\alpha = 0{,}013$), $Ca(NO_3)_2$, KNO_3 с одинаковой моляльной концентрацией. Какой из этих растворов будет иметь самую низкую температуру замерзания:

10.1. KNO_3; 10.2. $C_6H_{12}O_6$;

10.3. $NH_3 \cdot H_2O$; 10.4. $Ca(NO_3)_2$

Задачи и упражнения

1. Рассчитайте осмотическое давление 20%-го водного раствора глюкозы ($\rho = 1{,}08$ г/мл) при 310 K, применяемого для внутривенного введе-

ния, например, при отеке легкого. Каким будет этот раствор по отношению к крови, если ее осмотическое давление равно 740-780 кПа?

2. Рассчитайте осмотическое давление 0,01М раствора KCl при 310 К, если изотонический коэффициент равен 1,96. Каким будет этот раствор по отношению к плазме крови?

3. 0,1 М водный раствор хлорида магния имеет осмотическое давление 691 кПа при 298 К. Вычислите изотонический коэффициент хлорида магния в этом растворе.

4. Раствор сахарозы при 0°С обнаруживает осмотическое давление, равное 3,5 атм. Сколько г сахарозы содержится в 1 л раствора?

5. Определите молярную концентрацию раствора глюкозы, который изотоничен крови.

6. Водные растворы мочевины и сахарозы разделены полупроницаемой мембраной. Направленного переноса растворителя через мембрану не происходит. Какой из растворов имеет большее значение массовой доли растворенного вещества?

7. Вычислите осмомолярность крови при 310 К, если ее осмотическое давление в норме составляет 740-780 кПа

8. При несахарном диабете выделяются большие объемы разбавленной мочи, осмомолярность которой снижается до 0,06 осмомоль/л. Вычислите осмотическое давление такой мочи при 310 К.

9. При 25°С осмотическое давление некоторого водного раствора, содержащего 2,8 г вещества в 200 мл раствора, равно 0,7 кПа. Найдите молярную массу растворенного вещества.

10. Осмотическое давление раствора гемоглобина в воде, содержащем 124 г/л, при 17°С равно 0,0435 атм. Рассчитайте молярную массу гемоглобина.

11. Определите молярную концентрацию раствора сахарозы, который изотоничен крови.

12. Рассчитайте молярную массу мочевины, если водный раствор, содержащий 0,368 г мочевины в 200 мл, при 20°С имеет осмотическое давление 74630 Н/м^2.

13. Вычислите молярную концентрацию водного раствора мочевины, если раствор при 27°С изотоничен с 0,5М раствором $CaCl_2$. Степень ионизации соли в 0,5М растворе 65,4%.

14. При некоторой температуре давление водяного пара над водой составляет 4,5 кПа. На сколько понизится давление водяного пара при той же температуре, если в 270 г воды растворить 18 г глюкозы?

15. Сколько г нафталина нужно растворить в 100 г бензола при 20°С, чтобы понизить давление пара бензола на 666,4 Н/м^2? $P^o_{C_6H_6} = 9954$ Н/м^2.

16. Давление водяного пара над раствором, содержащим 5 г NaOH в 180 мл воды, при 100°С равно 99000 Н/м^2. Вычислите степень ионизации гидроксида натрия в данном растворе.

17. Имеются 25% растворы (водные) мочевины, глицерина, хлорида натрия. В какой последовательности будут закипать эти растворы при их постепенном нагревании?

18. В 10,6 г раствора салициловой кислоты в этаноле содержится 0,401 г салициловой кислоты. Повышение температуры кипения указанного раствора составляет 0,316°. Определите молярную массу салициловой кислоты.

19. При растворении 1,88 г фенола в 100 г этанола температура кипения последнего повысилась на 0,232°. Рассчитайте молярную массу фенола.

20. Имеются 10% растворы глюкозы и тростникового сахара (сахарозы). Одинаковы ли их температуры замерзания и осмотичесие давления?

21. При какой температуре должен замерзать 10% водный раствор этанола?

22. Смесь, содержащая 0,1 г ПАСК (противотуберкулезное средство – парааминосалициловая кислота) и 2 г камфары, плавится при 165°С. Найдите молярную массу ПАСК, если температура плавления камфары 178°С.

23. Понижение температуры замерзания раствора, содержащего 8 г фруктозы в 100 мл воды, равно 0,93°. Определите молярную массу фруктозы.

24. Рассчитайте температуру замерзания 0,2 % раствора мочевины и 0,06М раствора хлорида натрия. α_{NaCl} = 100%.

25. Чему равна температура замерзания 3 % раствора глюкозы?

26. Температура замерзания бензола 278,5 К, а температура замерзания раствора, содержащего 0,2242 г камфоры в 30,55 г бензола, 278,252 К. Определите молярную массу камфоры.

27. При какой температуре будет замерзать 45% раствор метанола в воде?

28. Гормон щитовидной железы – тироксин массой 0,445 г растворили в бензоле массой 10 г. Температура кристаллизации полученного раствора составила 278,2 К. Рассчитайте молярную массу тироксина. $t_{зам.\ бензола}$ = 5,45°С.

29. В равных объемах воды растворено в одном случае 0,5 моль сахарозы, а в другом – 0,2 моль хлорида кальция. Температуры кристаллизации обоих растворов одинаковы. Чему равна кажущаяся степень ионизации хлорида кальция?

30. Определите температуру замерзания 0,5% водного раствора хлорида кальция, если кажущаяся степень ионизации соли равна 1.

31. Определите степень ионизации хлоруксусной кислоты в растворе, содержащем в 200 г воды 2 г кислоты, если $\Delta t_{зам}$ = 0,218°.

32. Какое количество глицерина нужно добавить к 1000 г воды, чтобы раствор не замерзал до –5°С?

33. Рассчитайте величину кажущейся степени ионизации КОН в растворе, полученном растворением 7 г гидроксида калия в 1 л воды, если раствор замерзает при –0,414°С.

34. Будут ли изотоничны два раствора, если $\Delta t_{зам}$ одного из них 0,31°, а осмотическое давление другого при 37°C равно 4,2 атм?

35. Сравните осмотические давления и температуры замерзания 1М растворов NaCl и глюкозы.

36. Найдите осмотическое давление биологической жидкости при 37°C, если $\Delta t_{зам}$ составляет 0,93.

37. Найдите осмотическую концентрацию и осмотическое давление спинномозговой жидкости при 37°C, если $\Delta t_{зам}$ = 0,05°C.

38. Определите депрессию раствора неэлектролита ($\Delta t_{зам}$), если его осмотическое давление при 0°C равно 4,92 атм.

39. Изотоничны ли 0,6 % раствор мочевины и 0,05М раствор NaCl, если последний полностью ионизирован? Рассчитайте депрессию того и другого растворов.

40. Чему равна осмотическая концентрация крови лягушки, если $t^o_{зам}$ ее крови равна –0,41°C?

41. Зная, что при 25°C давление насыщенного пара над водой равно 31,66 гПа, а над морской водой 30,62 гПа, определите содержание растворенных в морской воде солей в пересчете на NaCl и решите, будет ли этот раствор гипертоничен или гипотоничен по отношению к плазме крови.

42. Депрессия крови в норме 0,56-0,58°. Если депрессия в патологических случаях составляет 0,8-1,0°, то это указывает на осмотическую гипертонию или гипотонию крови?

43. Можно ли хранить плазму крови в холодильнике при –0,4°C, если известно, что кристаллизация губительно влияет на клеточные элементы крови?

44. Рассчитайте концентрацию раствора $CaCl_2$, который изотоничен 0,5 моль/кг H_2O раствору глюкозы. Определите температуру замерзания этого раствора. Кажущаяся степень ионизации хлорида кальция равна 81,3 %.

45. Температура замерзания раствора, содержащего 0,9705 г валериановой кислоты в 0,1 кг воды, составляет -0,181°C. Покажите, что эта кислота в растворе слабо ионизирована.

ТЕМА XV. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ. ЛИГАНДООБМЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ И ПРОЦЕССЫ

Комплексные соединения – наиболее обширный и разнообразный класс химических соединений, широко распространенных в природе и играющих важную роль в биологических процессах. Такие микроэлементы как Co, Mo, Zn, Cu, Mn и др. находятся в организме, в основном, в виде комплексных соединений, определяющих структуру и свойства ферментов, витаминов, гормонов. Комплексные соединения находят разнообразное практическое применение. Так, образование хелатных комплексов используется при

умягчении жесткой воды, растворении камней в почках, выведении металлов-ядов из организма. Изучение данной темы необходимо для успешного усвоения таких дисциплин, как биохимия, фармакология, судебная медицина, гигиена питания и др.

По теме XV студент должен ***знать*** понятия: комплексное (координационное) соединение, внешняя и внутренняя сфера, центральный атом или ион, лиганды, дентатность, координационное число; номенклатуру комплексных соединений; основные типы комплексных соединений (хелатные, полиядерные и т.д.); термодинамические условия образования комплексных соединений; конкурирующие процессы: конкуренция за лиганд, за центральный атом; примеры совмещенных лигандообменных равновесий и процессов в живых системах; ***уметь*** классифицировать комплексные соединения; давать названия, составлять формулы комплексных соединений по названию; показывать поведение комплексных соединений в растворе, записывать константу нестойкости; теоретически оценивать направление протекания конкурирующих лигандообменных и совмещенных процессов; ***владеть*** навыками экспериментальной оценки конкурирующих лигандообменных процессов.

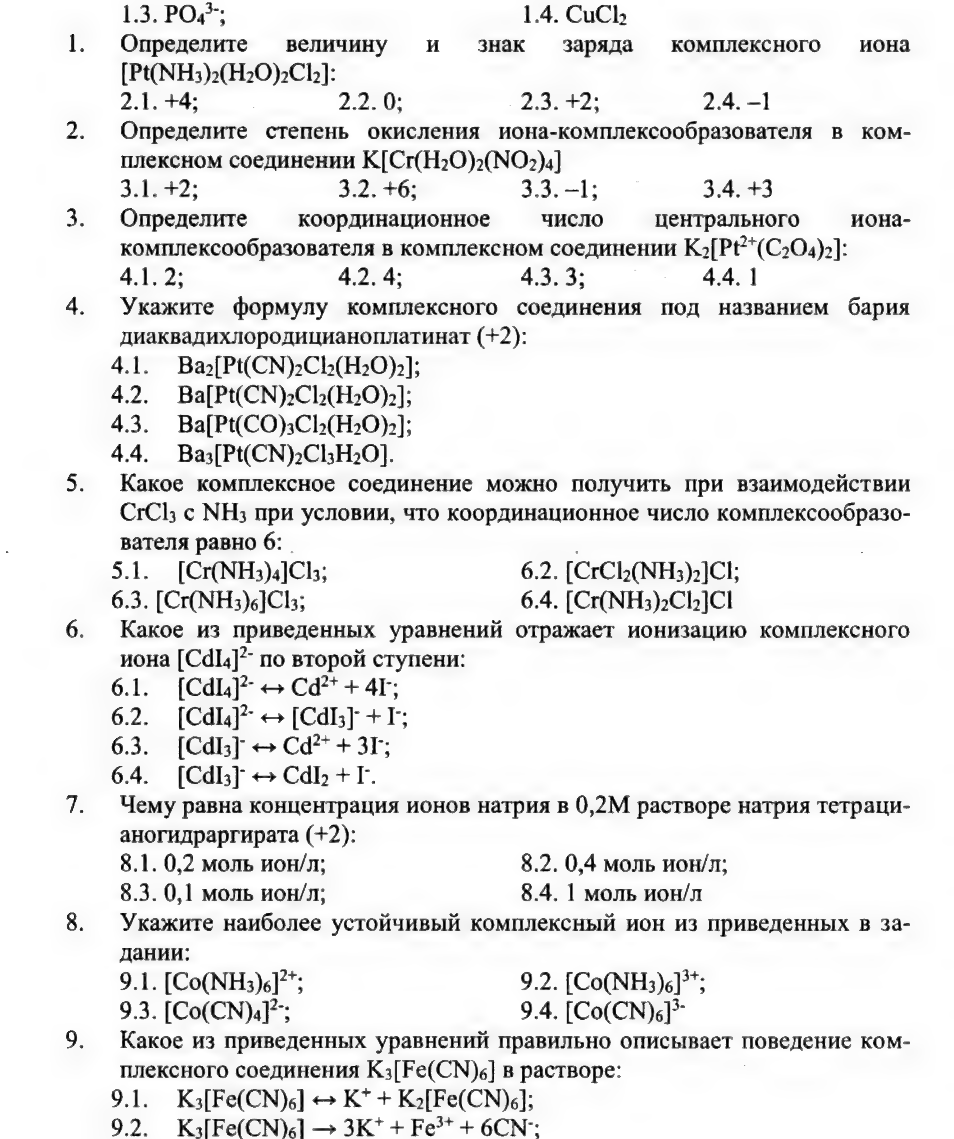
Вопросы для подготовки

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Строение комплексных соединений: внутренняя и внешняя сферы, комплексообразователь, координационное число, лиганды, в т.ч. биологические.
3. Какие элементы выступают в роли комплексообразователя? Комплексообразующая способность s-, p-, d- элементов. Связь координационного числа и заряда комплексообразователя.
4. Какие ионы и молекулы выступают в роли лигандов.
5. Классификация комплексных соединений:
- по заряду комплексного иона;
- по характеру лигандов;
- по количеству комплексообразователей.
6. Номенклатура комплексных соединений.
7. Изомерия комплексных соединений.
8. Поведение комплексных соединений в растворах. Константа нестойкости и константа устойчивости.
9. Биологическая роль и применение комплексных соединений.
10. Совмещенные лигандообменные равновесия и процессы в живых системах.

Тесты

Какое из приведенных соединений относится к комплексным:

1.1. $CuSO_4$; 1.2. $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;



1.3. PO_4^{3-}; 1.4. $CuCl_2$

1. Определите величину и знак заряда комплексного иона $[Pt(NH_3)_2(H_2O)_2Cl_2]$:

2.1. +4; 2.2. 0; 2.3. +2; 2.4. –1

2. Определите степень окисления иона-комплексообразователя в комплексном соединении $K[Cr(H_2O)_2(NO_2)_4]$

3.1. +2; 3.2. +6; 3.3. –1; 3.4. +3

3. Определите координационное число центрального иона-комплексообразователя в комплексном соединении $K_2[Pt^{2+}(C_2O_4)_2]$:

4.1. 2; 4.2. 4; 4.3. 3; 4.4. 1

4. Укажите формулу комплексного соединения под названием бария диаквадихлородицианоплатинат (+2):

4.1. $Ba_2[Pt(CN)_2Cl_2(H_2O)_2]$;
4.2. $Ba[Pt(CN)_2Cl_2(H_2O)_2]$;
4.3. $Ba[Pt(CO)_3Cl_2(H_2O)_2]$;
4.4. $Ba_3[Pt(CN)_2Cl_3H_2O]$.

5. Какое комплексное соединение можно получить при взаимодействии $CrCl_3$ с NH_3 при условии, что координационное число комплексообразователя равно 6:

5.1. $[Cr(NH_3)_4]Cl_3$; 6.2. $[CrCl_2(NH_3)_2]Cl$;
6.3. $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$; 6.4. $[Cr(NH_3)_2Cl_2]Cl$

6. Какое из приведенных уравнений отражает ионизацию комплексного иона $[CdI_4]^{2-}$ по второй ступени:

6.1. $[CdI_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4I^-$;
6.2. $[CdI_4]^{2-} \leftrightarrow [CdI_3]^- + I^-$;
6.3. $[CdI_3]^- \leftrightarrow Cd^{2+} + 3I^-$;
6.4. $[CdI_3]^- \leftrightarrow CdI_2 + I^-$.

7. Чему равна концентрация ионов натрия в 0,2M растворе натрия тетрацианогидраргирата (+2):

8.1. 0,2 моль ион/л; 8.2. 0,4 моль ион/л;
8.3. 0,1 моль ион/л; 8.4. 1 моль ион/л

8. Укажите наиболее устойчивый комплексный ион из приведенных в задании:

9.1. $[Co(NH_3)_6]^{2+}$; 9.2. $[Co(NH_3)_6]^{3+}$;
9.3. $[Co(CN)_4]^{2-}$; 9.4. $[Co(CN)_6]^{3-}$

9. Какое из приведенных уравнений правильно описывает поведение комплексного соединения $K_3[Fe(CN)_6]$ в растворе:

9.1. $K_3[Fe(CN)_6] \leftrightarrow K^+ + K_2[Fe(CN)_6]$;
9.2. $K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow 3K^+ + Fe^{3+} + 6CN^-$;
9.3. $K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow 3KCN + Fe(CN)_3$;
9.4. $K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$

10. Какова природа связи между ионом-комплексообразователем и лигандами в комплексном соединении $K[Al(OH)_4]$:

10.1. ковалентная связь;
10.2. ионная связь;
10.3. водородная связь;
10.4. ван-дер-ваальсовое взаимодействие.

11. Охарактеризуйте природу лиганда
$CH_3–(CH_2)_2–CH–COOH$:
                |
              NH_2

11.1. монодентатный;
11.2. бидентатный;
11.3. тридентатный;
11.4. аквакомплекс.

12. Какое из приведенных соединений относится к смешанным комплексным соединениям:

13.1. $K_4[PtCl_6]$; 13.2. $[NiCl]Cl_2$;
13.3. $[Al(H_2O)_4(OH)_2]NO_3$; 13.4. $CuSO_4$

13. Катионное комплексное соединение содержит в своем составе Zn^{2+}, Cl^-, H_2O; к.ч. центрального атома равно 4. Какая из приведенных формул соответствует его составу:

14.1. $[Zn(H_2O)_3Cl]Cl$; 14.2. $[Zn(H_2O)_2Cl_2]$;
14.3. $[Zn(H_2O)Cl]Cl$; 14.4. $Na\,[ZnCl_3(H_2O)]$

14. Какой вид имеет комплексное соединение $CrCl_3 \cdot 5NH_3$, если нитрат серебра осаждает ⅔ хлора, входящего в его состав:

14.1. $[Cr(NH_3)_5Cl]Cl_2$;
14.2. $[Cr(NH_3)_5]Cl_3$;
14.3. $[Cr(NH_3)_5Cl_2]Cl$;
14.4. $[Cr(NH_3)_5Cl_3]$.

Задачи и упражнения

1. Получите комплексные соединения, назовите их, запишите выражение константы нестойкости комплексного иона:

1.1.	$CuCl_2 + NH_3$	к.ч. = 4
1.2.	$CuI_2 + KI$	к.ч. = 4
1.3.	$ZnCl_2 + NaCl$	к.ч. = 4
1.4.	$AuCl_3 + KCl$	к.ч. = 4
1.5.	$CrCl_3 + NH_3$	к.ч. = 6
1.6.	$Ni(NO_3)_2 + H_2O + NH_3$	к.ч. = 6
1.7.	$Pb(OH)_2 + NaOH$	к.ч. = 4
1.8.	$CrCl_3 + H_2O$	к.ч. = 6
1.9.	$BF_3 + HF$	к.ч. = 4
1.10.	$PtCl_2 + KCl$	к.ч. = 4
1.11.	$BeCl_2 + NaCl$	к.ч. = 4

1.12. $Sn(OH)_2 + NaOH$ к.ч. = 4
1.13. $Fe(OH)_3 + NaOH$ к.ч. = 6
1.14. $BF_3 + FeF_2$ к.ч. = 4
1.15. $MgCl_2 + H_2O$ к.ч. = 6
1.16. $SiF_4 + KF$ к.ч. = 6
1.17. $FeSO_4 + H_2O$ к.ч. = 6
1.18. $Al(OH)_3 + NaOH$ к.ч. = 6
1.19. $FeSO_4 + Na_2SO_4$ к.ч. = 4
1.20. $AgCl + HCl$ к.ч. = 2
1.21. $AlCl_3 + KCl$ к.ч. = 6
1.22. $Co(NO_3)_2 + H_2O$ к.ч. = 4
1.23. $Be(OH)_2 + KOH$ к.ч. = 4
1.24. $CoCl_2 + H_2O$ к.ч. = 6
1.25. $NiCl_2 + HCl$ к.ч. = 4
1.26. $AlCl_3 + LiCl$ к.ч. = 6
1.27. $AuCl_3 + HCl$ к.ч. = 4
1.28. $Fe(SCN)_3 + NaSCN$ к.ч. = 6
1.29. $Cr(OH)_3 + NaOH$ к.ч. = 6
1.30. $CoSO_4 + H_2O$ к.ч. = 5
1.31. $FeCl_3 + NaCl$ к.ч. = 6
1.32. $Ni(OH)_2 + LiOH$ к.ч. = 6
1.33. $BeF_2 + LiF$ к.ч. = 4
1.34. $HgI_2 + KI$ к.ч. = 4
1.35. $Zn(OH)_2 + NaOH$ к.ч. = 4
1.36. $BeCl_2 + KSCN$ к.ч. = 4
1.37. $Zn(OH)_2 + HCl + H_2O$ к.ч. = 4
1.38. $Sn(OH)_2 + HCl + H_2O$ к.ч. = 6
1.39. $MnCl_2 + NaCl$ к.ч. = 4
1.40. $BH_3 + NaH$ к.ч. = 4
1.41. $Cu(NO_3)_2 + NH_3$ к.ч. = 4
1.42. $Fe(CN)_3 + KCN$ к.ч. = 6
1.43. $CdF_2 + H_2O$ к.ч. = 4

2. Составьте комплексные соединения, назовите их, укажите тип:

2.1. Pt^{4+}, Br^-, NH_3 к.ч. = 6
2.2. Mn^{2+}, H_2O, OH^- к.ч. = 4
2.3. Na^+, Pb^{2+}, OH^- к.ч. = 4
2.4. Al^{3+}, Na^+, OH^- к.ч. = 6
2.5. Ag^+, NH_3, Cl^- к.ч. = 2
2.6. Ca^{2+}, NH_3, H_2O, Cl^- к.ч. = 6
2.7. Li^+, Be^{2+}, Cl^- к.ч. = 4
2.8. Pd^{4+}, Cl^-, Ca^{2+} к.ч. = 6
2.9. Al^{3+}, $(C_2O_4)^{2-}$ к.ч. = 6
2.10. Al^{3+}, H_2O, NH_3, Cl^- к.ч. = 6

2.11. Cd^{2+}, NH_3, CN^- к.ч. = 4
2.12. Co^{3+}, CN^-, Na^+ к.ч. = 6
2.13. Cu^{2+}, оксалат ион $(COO)_2^{2-}$, Na^+ к.ч. = 4
2.14. Ag^+, пиридин $C_5H_5N^o$, Cl^- к.ч. = 2
2.15. Fe^{3+}, салицилат-ион $[C_6H_4(COO)O]^{2-}$, K^+ к.ч. = 6
2.16. Ca^{2+}, тартрат-ион $[(CHOH)_2(COO)_2]^{2-}$, K^+ к.ч. = 4
2.17. Mg^{2+}, $ЭДТА^{4-}$, Na^+ к.ч. = 4
2.18. Fe^{3+}, $ЭДТА^{4-}$, Na^+ к.ч. = 6
2.19. Ca^{2+}, $ЭДТА^{4-}$, Na^+ к.ч. = 4
2.20. Mg^{2+}, Gly^- к.ч. = 4

3. Определите к.ч., степень окисления комплексообразователя, заряд комплексного иона, определите тип комплексного соединения и назовите его:

3.1. $[Zn(H_2O)_2(OH)_2]$
3.2. $[Pd(NH_3)_2(CN)_2]$
3.3. $Ba[Pt(CN)_2Cl_2]$
3.4. $Ca[Al(OH)_5H_2O]$
3.5. $K_4[MnCl_6]$
3.6. $[Cr(OH)_2(NH_3)_2]$
3.7. $[Cu(NH_3)_4]SO_4$
3.8. $K_4[FeCl_6]$
3.9. $K_2[Mg(C_2O_4)_2]$
3.10. $[Ca(NH_3)_6]F_2$
3.11. $Na[BF_4]$
3.12. $Na_2[SiF_6]$
3.13. $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
3.14. $Na_3[AlF_6]$
3.15. $Ba[BeCl_4]$
3.16. $K_2[PtCl_6]$
3.17. $K_3[Fe(CN)_6]$
3.18. $Na[Fe(H_2O)_2Cl_4]$
3.19. $Al_2[Hg(SCN)_4]_3$
3.20. $[CrCl_2(NH_3)_4]Cl$
3.21. $[Cr(H_2O)_6]Br_2$
3.22. $Na_2[Ca(C_2O_4)_2]$
3.23. $[Cd(OH)_2(H_2O)_2]$
3.24. $K_2[Zn(OH)_4]$
3.25. $[Cr(NO_3)(NH_3)_5]Cl_2$
3.26. $[Mg(NH_4)_2(H_2O)_2]Cl_2$
3.27. $Na_3[Cr(C_2O_4)_2(OH)_2]$
3.28. $Ba[Cr(SCN)_4(NH_3)_2]_2$
3.29. $K_2[PtBr_4]$
3.30. $[PtCl(NH_3)_3]Cl$
3.31. $[PtCl_3(NH_3)_3]Br$
3.32. $Na_2[HgI_4]$
3.33. $[Pt(NH_3)_2(H_2O_2)_2]Cl_4$
3.34. $H[AuCl_4]$
3.35. $Na_2[Pt(OH)_2Cl_4]$
3.36. $Li[FeCl_4]$
3.37. $[Cr(CO)_5]$
3.38. $[Co(NH_3)_4]Cl_2$
3.39. $K_4[Fe(CN)_6]$
3.40. $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$
3.41. $[Li(H_2O)_4]Cl$
3.42. $Na_3[Al(OH)_6]$
3.43. $Na[BCl_4]$
3.44. $K_2[PtF_6]$
3.45. $Na_2[Al(OH)_5H_2O]$
3.46. $(NH_4)_2[PtCl_4(OH)_2]$
3.47. $Na_3[Fe(CN)_5NH_3]$
3.48. $[CoBr(NH_3)_5]SO_4$
3.49. $[Cr(C_2H_4)_2(OH)_2]$

4. Назовите следующие комплексные соединения:

4.1. $[PdCl(H_2O)(NH_3)_2]Cl$
4.2. $[Co(NH_3)_6]Cl_3$
4.3. $[CoSO_4(NH_3)_5]NO_3$
4.4. $[Ag(NH_3)_2]Cl$
4.8. $K[PtCl_3(NH_3)]$
4.9. $Na_2[PdI_4]$
4.10. $K[Au(CN)_4]$
4.11. $K_2[PtI_6]$

4.5. $[PtBr_2(NH_3)_4]SO_4$

4.6. $[CoCN(NH_3)_4H_2O]Br_2$

4.7. $K[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]$

4.12. $K_2[PtCl(OH)_5]$

4.13. $K_3[Cr(SCN)_6]$

4.14. $K_3[Co(NO_2)_6]$

5. Вычислите константы равновесия процессов:

$Ca^{2+} + [CuCytr]^- \leftrightarrow [CaCytr]^- + Cu^{2+}$

$Ca^{2+} + [HgCytr]^- \leftrightarrow [CaCytr]^- + Hg^{2+}$

В каком направлении они будут протекать при равных молярных концентрациях реагентов?

6. Будет ли разрушаться комплексный ион $[CrЭДТА]^-$ в растворе, содержащем ионы Co^{3+}? Ионы Al^{3+}? Ответ подтвердите расчетом констант равновесия.

7. Приведите пример совмещения лигандо-обменного и гетерогенного равновесий, в котором конкурирующими между собой частицами являются ионы SCN^- и PO_4^{3-}. Укажите объект конкуренции. Рассчитайте константу совмещенного равновесия.

8. В каком направлении сместится равновесие реакции

$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3$ при следующих концентрациях:

а) $C_{([Ag(NH_3)_2]^+)} = 0{,}1$ моль/л; $C_{(Ag^+)} = 1$ ммоль/л;
$C_{(NH_3)} = 0{,}01$ моль/л

б) $C_{([Ag(NH_3)_2]^+)} = 0{,}1$ моль/л; $C_{(Ag^+)} = 0{,}001$ ммоль/л;
$C_{(NH_3)} = 0{,}01$ моль/л

Ответ подтвердите расчетом.

9. С каким лигандом ион Zn^{2+} образует более прочное комплексное соединение: глицин, лизин, гистидин? Ответ подтвердите величинами констант нестойкости соответствующих комплексов.

10. Будет ли разрушаться комплексный ион тетраамминмедь (+2) при добавлении раствора сульфида натрия. Ответ подтвердите расчетом константы совмещенного лигандо-обменного и гетерогенного равновесия.

ТЕМА XVI. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ. БИОГЕННЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Связь между потребностью живых организмов в определенных химических элементах со строением их атомов представляет исключительный интерес.

Доступность элементов для организма определяется способностью к легкой растворимости и летучести, комплексообразованию и окислению-восстановлению. При переходе от легких элементов к тяжелым в пределах одной и той же подгруппы возрастает их токсичность и падает содержание в организме. Согласно ак. А.П.Виноградову, количественный химический эле-

ментный состав живого вещества – это периодическая функция атомного номера.

Физиологическое действие того или иного вещества, входящего в состав организма человека, а также фармакологическое действие лекарственного препарата зависит от его химической природы, состава, электронной конфигурации.

По теме XVI студент должен ***знать*** понятия: элемент, группа, подгруппа, период, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, степень окисления и валентность; электронные типы химических элементов; закономерности в изменении периодических характеристик элементов; закономерность в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов; классификацию эссенциальных элементов и их биологическую роль; ***уметь*** доказывать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений с различной степенью окисления элементов; оценивать биологическую роль элемента, исходя из его положения в Периодической системе.

Вопросы для подготовки

1. s-элементы 1А группы.
   - 1.1. Общая характеристика s-элементов. Электронное строение, степени окисления, изменение радиусов атомов, энергий ионизации.
   - 1.2. Типы и характер соединений с кислородом, водородом. Применение кислородных соединений в медицине.
   - 1.3. Биологическая роль натрия и калия, натриево-калиевый насос.
   - 1.4. Применение соединений s-элементов 1А группы в медицине.
2. s-элементы IIА группы. Общая характеристика.
   - 2.1. Щелочно-земельные металлы: электронное строение, степени окисления, изменение радиусов атомов, электроотрицательности, энергии ионизации.
   - 2.2. Кислородные соединения, их свойства.
   - 2.3. Тип и характер водородных соединений, их свойства.
   - 2.4. Применение соединений s-элементов IIА группы в медицине.
   - 2.5. Биологическая роль кальция и магния. Соединения магния и кальция как лекарственные препараты.
3. p-элементы и их соединения.
   - 3.1. Общая характеристика. Изменение неметаллических свойств p-элементов в группе и в периоде.
   - 3.2. p-элементы IIIА группы.
     - 3.2.1. Общая характеристика, закономерности изменения радиусов атомов и ионов, сродства к электрону, энергии ионизации, электроотрицательности, степеней окисления.

3.2.2. Важнейшие соединения бора и алюминия, их кислотно-основные свойства и окислительно-восстанови-тельные свойства.

3.3. p-элементы IVA группы.

3.3.1. Общая характеристика, электронное строение атомов. Изменение радиусов атомов, энергии сродства к электрону, энергии ионизации, электроотрицательности, степеней окисления.

3.3.2. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов элементов IVA группы.

3.3.3. Олово и свинец. Закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств соединений этих элементов в степенях окисления +2 и +4.

3.3.4. CO и CO_2, биологическая активность.

3.3.5. Отравление организма токсичными элементами и способы выведения их из организма.

3.4. p-элементы VA группы.

3.4.1. Общая характеристика, электронное строение атомов, степени окисления. Закономерности в изменении окислительных свойств соединений элементов в высшей степени окисления.

3.4.2. Азот и фосфор. Степени окисления. Кислотно-основные свойства соединений. Окислительно-восста-новительные свойства соединений азота и фосфора с различными степенями окисления.

3.4.3. Водородные соединения p-элементов VA группы. Изменение их кислотно-основных свойств, изменение восстановительной способности.

3.4.4. Биологическая роль азота, фосфора, мышьяка.

3.5. p-элементы VIA группы.

3.5.1. Общая характеристика, электронное строение атомов, степени окисления, изменение электроотрицательностей.

3.5.2. Закономерности в изменении свойств оксидов, водородных соединений.

3.5.3. Сера, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений серы.

3.5.4. Биологическая роль соединений серы. Сульфидрильные группы белка и кофермента А и их свойства.

3.5.5. Применение серы и ее соединений в медицине.

3.5.6. Биологическая роль кислорода. Применение O_2 и O_3 в медицине.

3.5.7. Особенности свойств воды и ее роль в жизнедеятельности организма.

3.6. p-элементы VIIA группы.

- 3.6.1. Общая характеристика. Закономерности изменения радиусов атомов, ионов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательностей, степеней окисления.
- 3.6.2. Закономерности изменения кислотно-основных свойств, окислительно-восстановительных свойств соединений с изменением степени окисления.
- 3.6.3. Водородные соединения галогенов, изменение кислотно-основных и восстановительных свойств.
- 3.6.4. Биологическая роль галогенов, применение в медицине. Химизм бактерицидного действия хлора и иода.

4. d-элементы.
   - 4.1. Электронное строение атомов.
   - 4.2. Характер изменения в периодах и в подгруппах радиусов атомов, энергии ионизации атомов d-элементов.
   - 4.3. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов d-элемента с ростом степени окисления.
   - 4.4. d-элементы-комплексообразователи. Закономерности в образовании различных типов комплексных соединений d-элементов в разной степени окисления.
   - 4.5. d-элементы VIБ и VIIБ групп.
     - 4.5.1. Общая характеристика.
     - 4.5.2. Соединения Cr(III) и Cr(VI), кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
     - 4.5.3. Соединения марганца. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений марганца с изменением степени окисления.
     - 4.5.4. Хром, молибден, марганец в организме и их биологическое значение.
   - 4.6. d-элементы VIIIБ группы.
     - 4.6.1. Общая характеристика.
     - 4.6.2. Семейство железа. Свойства простых и комплексных соединений элементов в степенях окисления +3, +2 (кислотно-основной характер, окислительно-восстановительные свойства).
     - 4.6.3. Металлы семейства железа в организмах, их биологическая роль.
   - 4.7. Элементы IБ и IIБ групп.
     - 4.7.1. Общая характеристика.
     - 4.7.2. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.
     - 4.7.3. Свойства простых и комплексных соединений элементов IБ группы в степенях окисления I и II.
     - 4.7.4. Биологическая роль элементов IБ и IIБ групп, значение их в организме.

4.8. Координационные соединения биометаллов в организме.

Тесты

1. Укажите максимальную валентность s- и p-элементов III периода с позиции квантовой теории строения атома:
   1.1. 2; 1.2. 4; 1.3. 9; 1.4. 6
2. Какой из ионов обладает наиболее устойчивой электронной конфигурацией:
   2.1. Co^{2+}; 2.2. Fe^{3+};
   2.3. Fe^{2+}; 2.4. Cr^{2+}
3. Оксид какого элемента III периода обладает наиболее ярко выраженными кислотными свойствами:
   3.1. Al; 3.2. P; 3.3. Cl; 3.4. Si
4. Водородное соединение какого элемента VA группы характеризуется аномально высокой температурой кипения в сравнении с соединениями-аналогами:
   4.1. PH_3; 4.2. H_2O;
   4.3. HF; 4.4. NH_3.
5. В каком ряду соединения расположены в порядке убывания полярности химической связи в их молекулах:
   5.1. F_2, NaI, Al_2O_3, BeO;
   5.2. Al_2O_3, F_2, NaI, BeO;
   5.3. NaI, BeO, Al_2O_3, F_2;
   5.4. BeO, F_2, NaI, Al_2O_3
6. Соединения какого s-элемента обладают амфотерными свойствами:
   6.1. Mg; 6.2. Sr; 6.3. Rb; 6.4. Be
7. Какими свойствами (окислительными или восстановительными) обладает раствор соляной кислоты:
   7.1. окислительными;
   7.2. восстановительными;
   7.3. двойственными ОВ-свойствами;
   7.4. не обладает.
8. Какая из солей гидролизуется в растворе в большей степени:
   8.1. Na_2SiO_3; 8.2. Na_2PbO_3;
   8.3. Na_2CO_3; 8.4. Na_2SnO_3
9. Какой ион обладает наибольшей окислительной активностью при условии восстановления его до устойчивого состояния:
   9.1. $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$;
   9.2. $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$;
   9.3. $FeO_4^{2-} \rightarrow Fe^{3+}$;
   9.4. $VO_3^- \rightarrow V^{3+}$.

10. Раствор какого галогеноводорода восстанавливает концентрированную серную кислоту наиболее глубоко:
10.1. HBr; 10.2. HF; 10.3. HCl; 10.4. HI
11. Оксид какого элемента IVA группы обладает наиболее ярко выраженными окислительными свойствами?
11.1. SnO_2; 11.2. SiO_2; 11.3. CO_2; 11.4. PbO_2
12. В порядке усиления восстановительной активности соединения расположены в ряду:
12.1. HCl, H_2S, PH_3, SiH_4;
12.2. H_2S, SiH_4, PH_3, HC1;
12.3. SiH_4, H_2S, HC1, PH_3;
12.4. PH_3, HC1, H_2S, SiH_4
13. Оксид какого элемента IIA подгруппы периодической системы элементов характеризуется наибольшей долей ковалентности связи Me-O:
13.1. SrO; 13.2. MgO; 13.3. BeO; 13.4. CaO

Задачи и упражнения

1. Оцените полярность связи и сравните основной характер следующих оксидов: MgO, CaO, SrO, BaO. Докажите основной характер оксида кальция.

2. Оцените полярность связи и сравните кислотно-основные свойства следующих оксидов: MgO, Al_2O_3, SiO_2. Докажите соответствующими уравнениями реакций.

3. С помощью соответствующих реакций докажите кислотно-основные свойства следующих соединений:

3.1. $Be(OH)_2$; BH_3
3.2. $Al(OH)_3$; NaH
3.3. SiO_2; BeH_2
3.4. P_2O_5; CaH_2
3.5. AlF_3; $Mg(OH)_2$
3.6. NaF; BF_3
3.7. SiH_4; NaH; NaOH
3.8. SiF_4; $Sn(OH)_2$
3.9. $Pb(OH)_2$; Cl_2O_7
3.10. N_2O_3; AlH_3
3.11. $Ca(OH)_2$; N_2O_5
3.12. KH; SO_3
3.13. K_2S; CS_2; NaCl

4. Сравните кислотно-основные свойства гидроксидов хрома(П), (Ш) и (IV). Запишите формулы соответствующих соединений, докажите характер.

5. Докажите уравнениями реакций кислотно-основной характер гидроксидов железа(П) и (Ш).

6. Какими свойствами – окислительными или восстановительными – обладают следующие соединения:

6.1. K_2FeO_4; $FeSO_4$; $Fe_2(SO_4)_3$
6.2. $MnSO_4$; MnO_2; K_2MnO_4
6.3. $KMnO_4$; $Cr_2(SO_4)_3$

6.4. HCl; $HClO_4$; Cl_2

Пользуясь таблицей нормальных окислительно-восстановительных потенциалов, выпишите соответствующие полуреакции и значения потенциалов в доказательство окислительно-восстанови-тельных свойств указанных соединений.

7. Методом ионно-электронного баланса закончите уравнение следующей окислительно-восстановительной реакции: $Tl_2O_3 + HCl \rightarrow TlCl + Cl_2 + \ldots$

Почему аналогичная реакция $Al_2O_3 + HCl \rightarrow$ идет без изменения степени окисления алюминия?

8. Методом ионно-электронного баланса закончите уравнения следующей окислительно-восстановительной реакции:

$PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + PbSO_4 + \ldots$

Почему аналогичная реакция с CO_2 (вместо PbO_2) не идет? Сделайте выводы.

9. Методом ионно-электронного баланса закончите уравнение следующей окислительно-восстановительной реакции:

$Sn(NO_3)_2 + Bi(NO_3)_3 + NaOH \rightarrow Bi\downarrow + Na_2[Sn(OH)_6]$

Пойдет ли аналогичная реакция, если вместо нитрата олова взять нитрат свинца? Ответ поясните.

10. Расположите следующие ионы VO_3^-, CrO_4^{2-}, MnO_4^-, FeO_4^{2-} в порядке возрастания окислительной активности при условии их восстановления до устойчивого состояния (V^{3+}, Cr^{3+}, Mn^{2+}, Fe^{3+}), пользуясь величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Запишите уравнения соответствующих полуреакций. Сделайте выводы.

11. Пользуясь величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, расположите следующие ионы в порядке возрастания восстановительной активности: Cr^{3+}, Mn^{2+}, Fe^{3+} при условии их окисления до высшей положительной степени окисления. Запишите соответствующие полуреакции.

12. Классифицируйте следующие d-элементы: Fe, Cu, Zn, Cd, Hg по их биологической роли и по содержанию в организме.

13. Объясните, почему радионуклид стронция-90 легко включается в состав костной ткани. Чем опасно это для организма?

14. Почему ртуть относят к безусловно токсичным элементам? Почему соединения Hg^+ и Hg^{2+} называют тиоловыми ядами? Покажите механизм их действия.

15. Классифицируйте следующие p-элементы: P, N, O, S, Pb, As по их биологической роли и содержанию в организме.

16. Что такое микроэлементозы, как они классифицируются и что является причиной их происхождения. Приведите примеры.

ТЕМА XVII. МЕТАЛЛЫ И СПЛАВЫ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И СПЛАВОВ

Коррозия металлов и сплавов приводит не только к большим потерям, но может быть причиной техногенных катастроф и человеческих жертв.

В стоматологической практике имеет место химическая коррозия при термическом отжиге металлических протезов для снятия внутренних напряжений, а также электрохимическая коррозия металлических включений в среде полости рта, что приводит к явлениям гальванизма, возникновению микротоков, вызывающих раздражение слизистой оболочки, поступлению ионов металлов в организм.

Для понимания сущности коррозии и устранения возможности ее возникновения необходимо знание механизмов коррозии и условий ее протекания.

По теме XVII студент должен ***знать*** понятия: электродный потенциал, электрод, гальванический элемент; виды и механизмы коррозии; факторы, влияющие на скорость химической и электрохимической коррозии; ***уметь*** термодинамически оценивать вероятность химической коррозии металлов; рассчитывать потенциалы катодного и анодного процессов в случае электрохимической коррозии; определять лимитирующую стадию электрохимической коррозии, оценивать ее скорость; ***владеть*** навыками оценки коррозионной устойчивости металлов, а также сплавов металлов в зависимости от их типа, в среде полости рта.

Вопросы для подготовки

1. Виды коррозии: общая, местная, межкристаллитная; химическая, электрохимическая, биологическая.
2. Электрод. Электродный потенциал, расчет потенциала.
3. Гальванический элемент. Электродвижущая сила гальванического элемента.
4. Явления гальванизма в полости рта:
   а) при контакте двух металлов различной химической активности;
   б) между кристаллами различных металлов в сплаве.
5. Зависимость скорости коррозии от природы металла, характера среды, наличия растворенного в электролите кислорода.
6. Методы защиты от коррозии:
   а) создание коррозионностойких металлов и сплавов;
   б) обработка поверхности металлов (защитные пленки, покрытия).
7. Металлы и сплавы, применяемые в стоматологии.

Тесты

1. Какой вид коррозии является наиболее опасным?
   1.1. равномерная;
   1.2. межкристаллическая;
   1.3. местная.
2. К химической коррозии относится:
   2.1. $Fe + HCl_{разб.} \rightarrow$
   2.2. $Fe + CuSO_4 \rightarrow$
   2.3. $Fe + Cl_2 \rightarrow$
   2.4. $Fe + H_2O_{г} \rightarrow$
3. Скорость химической коррозии не зависит от:
   3.1. температуры;
   3.2. природы образующейся на металле пленки;
   3.3. площади поверхности металла;
   3.4. парциального давления газа-окислителя.
4. Какой металл способен вытеснять водород из воды при комнатной температуре?
   4.1. Cu 4.2. Fe 4.3. Na 4.4. Ag
5. Какой вид коррозии имеет место при контакте Zn и Ag в среде полости рта?
   5.1. химическая;
   5.2. электрохимическая;
   5.3. биологическая.
6. Какой металл катализирует катодный процесс восстановления ионов водорода?
   6.1. Hg 6.2. Pt 6.3. Zn 6.4. Pb
7. Коррозия какого металла контролируется (лимитируется) стадией его анодного растворения?
   7.1. Pt 7.2. Sn 7.3. Zn 7.4. Fe
8. В какой паре металлов железо выступает в качестве анода при электрохимической коррозии?
   8.1. Fe – Ag 8.2. Fe – Al
   8.3. Fe – Zn 8.4. Fe – Mg
9. Более коррозионноустойчивым является сплав металлов:
   9.1. Zn – Ag 9.2. Au – Ag
   9.3. Ag – Cu 9.4. Al – Ag
10. Скорость коррозии металла с лимитирующей стадией катодного восстановления окислителя (кислородная деполяризация) не зависит от:
    10.1. парциального давления O_2;
    10.2. концентрации ионов H^+;
    10.3. природы металла;

10.4. концентрации растворенного O_2

11. Какая система является более сильным окислителем (более агрессивной средой для металлов)?
    11.1. $2H_2O + O_2 + 4e \leftrightarrow 4OH^-$
    11.2. $O_2 + 4H^+ + 4e \leftrightarrow 2H_2O$
    11.3. $2H_2O + 2e \leftrightarrow H_2 + 2OH^-$
    11.4. $2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2$

Задачи и упражнения

1. Химическая коррозия. Покажите коррозию серебра в атмосфере сухого кислорода. Докажите, что данный процесс термодинамически возможен.

2. Опишите процессы электрохимической коррозии при контакте Zn и Ag. $E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76$ В; $E^o_{Ag^+/Ag} = 0{,}8$ В в нейтральной среде, содержащей растворенный кислород при 25°C.

3. Чем можно объяснить высокую коррозионную устойчивость серебряной амальгамы и низкую – медной? Поясните. $E^o_{Hg^{2+}/Hg} = 0{,}85$ В; $E^o_{Ag^+/Ag} = 0{,}8$ В; $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = 0{,}34$ В.

4. Какие способы защиты металлических сплавов от коррозии используются в стоматологии?

5. Поясните, за счет чего и каким образом происходит процесс электрохимической коррозии при контакте Zn и Pt. $E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76$ В; $E^o_{Pt^{2+}/Pt} = 1{,}19$ В. Среда кислая, pH = 0, t = 25°C.

6. Чем можно объяснить высокую коррозионную устойчивость сплава Pb-Sn и низкую Pb-Al? Опишите процессы при коррозии. $E^o_{Pb^{2+}/Pb} = -0{,}13$ В; $E^o_{Al^{3+}/Al} = -1{,}66$ В; $E^o_{Sn^{2+}/Sn} = -0{,}14$ В.

7. Поясните, за счет чего происходит процесс электрохимической коррозии медной амальгамы. $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = 0{,}34$ В; $E^o_{Hg^{2+}/Hg} = 0{,}85$ В.

8. Будет ли в агрессивной среде покрытие из цинка предохранять железо и сталь от коррозии? Поясните на основании значений электродных потенциалов. $E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76$ В; $E^o_{Fe^{2+}/Fe} = -0{,}44$ В.

9. Какие факторы влияют на коррозию металлических сплавов? Способы повышения устойчивости сплавов, применяемых в стоматологии.

10. Каким образом можно предотвратить коррозию металлических протезов в полости рта? Дайте пояснения.

11. Электрохимическая коррозия, ее механизм. Приведите пример. Факторы, определяющие коррозионную стойкость металлов и сплавов.

12. Как происходит электрохимическая коррозия в месте контакта стального и золотого протезов в слабокислой слюне, содержащей растворенный кислород? Запишите схему возникающего гальванического элемента, рассчитайте потенциалы катодного и анодного процессов.

13. Опишите процессы электрохимической коррозии при контакте Pb и Cu. Почему при контакте Pb и Sn практически коррозия не имеет места? $E^o_{Pb^{2+}/Pb} = -0{,}13$ В; $E^o_{Sn^{2+}/Sn} = -0{,}14$ В; $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = 0{,}34$ В.

14. Влияние химического состава металлических сплавов и их структуры на их коррозионную устойчивость.

15. Опишите процессы электрохимической коррозии при контакте Fe и Ag. Среда кислая, t = 25°С. $E^o_{Fe^{2+}/Fe}$ = -0,44 В; $E^o_{Ag^+/Ag}$ = 0,80 В.

16. Какой из сплавов обладает более высокой коррозионной устойчивостью: сплав из золота или нержавеющей стали? Какие отрицательные явления в полости рта возникают при коррозии?

17. Будет ли иметь место электрохимическая коррозия в случае серебряной амальгамы? Запишите уравнения процессов. $E^o_{Hg^{2+}/Hg}$ = 0,85 В; $E^o_{Ag^+/Ag}$ = 0,80 В.

18. Химическая и электрохимическая коррозия зубных протезов. Причины. Механизм. Способы защиты от коррозии.

19. Чем можно объяснить высокую коррозионную устойчивость сплава Au-Ag и низкую Au-Al?
$E^o_{Au^{3+}/Au}$ = 1,5 В; $E^o_{Al^{3+}/Al}$ = -1,66 В; $E^o_{Ag^+/Ag}$ = 0,8 В.

20. Что такое лигатурное золото? Что означает проба «900», «750»? Добавки каких металлов снижают коррозионную устойчивость золотого сплава?

21. Рассмотрите коррозионные свойства зубных протезов, изготовленных из сплава Pd с Ag, в слюне с pH = 6, содержащей растворенный кислород. Рассчитайте ЭДС возникающего гальванического элемента, запишите его схему.

22. Опишите механизм электрохимической коррозии при контакте Zn и Sn. $E^o_{Zn^{2+}/Zn}$ = -0,76 В; $E^o_{Sn^{2+}/Sn}$ = -0,14 В. За счет чего возникает коррозионная разность потенциалов?

23. Чем можно объяснить возникновение электрического тока при контакте Ni и Ag? Опишите протекающие процессы в кислой среде (pH = 5), содержащей растворенный кислород при 25°С. Рассчитайте потенциал катодного процесса. $E^o_{Ni^{2+}/Ni}$ = -0,23 В; $E^o_{Ag^+/Ag}$ = 0,8 В.

ТЕМА XVIII. ФАЗОВЫЕ РАВНОВЕСИЯ. ДИАГРАММЫ СОСТОЯНИЯ МЕТАЛЛИЧЕСКИХ СИСТЕМ

Металлы, как и в чистом виде, так и в составе сплавов, достаточно широко используются в стоматологии как для непосредственного изготовления реставраций, так и в качестве вспомогательных материалов. Для правильного выбора сплава, прогнозирования его механических, технологических свойств, коррозионной устойчивости, поведения при кристаллизации жидкого расплава необходимо знание типов сплавов и типов их диаграмм состояния.

По теме XVIII студент должен ***знать*** правило фаз Гиббса; основные понятия: фаза, компонент, степень свободы; типы сплавов и типы диаграмм состояния металлических систем; ***уметь*** строить диаграммы состояния по

кривым охлаждения; определять число степеней свободы в различных точках, на линиях и в полях диаграмм состояния; определять состав и соотношение фаз по диаграммам состояния; ***владеть*** правилом рычага для расчета массы жидкой и твердой фаз по диаграмме состояния; навыками оценки некоторых технологических свойств сплавов и их коррозионной устойчивости по типу диаграммы состояния.

Вопросы для подготовки

1. Фазовые равновесия. Понятия: фаза, компонент, степень свободы. Правило фаз Гиббса.
2. Термический анализ. Кривые охлаждения. Построение диаграмм плавкости.
3. Типы сплавов и типы диаграмм состояния металлических систем.
4. Применение правила фаз Гиббса к диаграммам состояния.

Тесты

1. Число компонентов в равновесной системе
   $CO_{2\,(г)} + C_{(графит)} \leftrightarrow 2CO_{(г)}$
   1.1. 0; 1.2. 1; 1.3. 2; 1.4. 3.
2. Наибольшее число фаз, которое может находиться в равновесной системе $CaCl_2 - H_2O$
   2.1. 4; 2.2. 3; 2.3. 2; 2.4. 1.
3. Правило фаз Гиббса для конденсированной системы
   3.1. С = К – Ф; 3.2. С = К + 2 – Ф;
   3.3. С + Ф = К + 2; 3.4. С = К + 1 – Ф.
4. Минимальное число фаз и максимальное число степеней свободы для бинарной системы составляют:
   4.1. 1 и 2; 4.2. 1 и 3;
   4.3. 0 и 3; 4.4. 2 и 2.
5. На диаграмме состояния для сплава, образующего механическую смесь кристаллов индивидуальных металлов, в точке эвтектики в равновесии находятся:
   5.1. 2 фазы; 5.2. 1 фаза;
   5.3. 3 фазы; 5.4. 4 фазы.
6. Число степеней свободы в точке дистектики:
   6.1. 0; 6.2. 1; 6.3. 2; 6.4. 3.
7. В точке, отвечающей $t^o_{пл.}$ индивидуального металла, число фаз и степеней свободы соответственно равны:
   7.1. 1 и 0; 7.2. 2 и 0;
   7.3. 1 и 1; 7.4. 2 и 1.
8. Кристаллы твердого раствора

8.1. обогащены менее тугоплавким металлом;
8.2. имеют состав, совпадающий с составом жидкой фазы;
8.3. обогащены более тугоплавким металлом;
8.4. представляют собой кристаллы более тугоплавкого металла.

9. Соотношение масс выпавших кристаллов и оставшейся жидкой фазы определяют по:
9.1. правилу фаз Гиббса;
9.2. правилу креста;
9.3. правилу рычага;
9.4. составу жидкой и твердой фаз.

10. Точки на кривой ликвидуса означают:
10.1. температуры начала кристаллизации;
10.2. температуры конца кристаллизации;
10.3. температуры плавления индивидуальных компонентов;
10.4. температуры начала плавления.

Задачи и упражнения

1. В соответствии с правилом фаз Гиббса проанализируйте соотношение между числом компонентов, числом фаз и числом степеней свободы а) в конденсированной бинарной системе; б) в унарной (однокомпонентной) системе.

2. Рассчитайте максимальное число степеней свободы в конденсированной бинарной системе.

3. Сколько фаз и какие (укажите) находятся в равновесии а) в точке дистектики; б) в точке эвтектики; в) в точке, отвечающей температуре плавления индивидуального металла.

4. Изобразите в общем виде диаграмму состояния для сплава, при кристаллизации которого в твердую фазу выпадает смесь кристаллов и индивидуальных металлов. Рассчитайте число степеней свободы в поле, находящемся выше линии ликвидуса.

5. Изобразите диаграмму состояния системы «золото - палладий». $t^o_{пл.Au}$ = 1063°С; $t^o_{пл.Pd}$ = 1580°С. Какой вид она имеет? Проследите по диаграмме путь кристаллизации жидкого расплава, содержащего 80 % Pd. Оцените коррозионную устойчивость данного типа сплава.

6. Изобразите диаграмму состояния «золото – таллий». $t^o_{пл.Au}$ = 1063°С; $t^o_{пл.Tl}$ = 302°С. Координаты точки эвтектики: t° = 131°С; 72,3 % Tl. Проследите путь кристаллизации жидкого расплава, содержащего 40 % Tl. Оцените коррозионную устойчивость данного типа сплава. Укажите электронный тип элементов; значения их электродных потенциалов.

7. Изобразите диаграмму состояния «золото – теллур». $t^o_{пл.Au}$ = 1063°С; $t^o_{пл.Te}$ = 452°С; $t^o_{пл.}$ соединения $AuTe_2$ = 464°С. Координаты точек эвтектики: E_1 t° = 447°С; 53 % Te;

E_2 $t^o = 416^oC$; 88 % Te.

Рассчитайте число степеней свободы в точках: E_1; E_2 и дистектики. Оцените коррозионную устойчивость данного типа сплава.

8. Золото и сурьма образуют соединение $AuSb_2$. Эти три вещества смешиваются в жидком состоянии во всех отношениях, но не образуют твердые растворы. Температуры плавления, °С следующие: Au 1063; Sb 631; $AuSb_2$ 460. Получены следующие эвтектические точки: 360°С, 35 ат.% Sb; 456°С, 72 ат.% Sb. Постройте для этой системы фазовую диаграмму в координатах «температура – атом. %». Обозначьте каждую область, указав сосуществующие фазы. Покажите на диаграмме путь кристаллизации жидкого расплава, содержащего 20 ат.% Sb, от 1100 до 200°С.

9. Схематически изобразите диаграммы «состав – свойство», соответствующие диаграммам состояния систем Au – Pd, Au – Tl, Au – Te (см. задания 5, 6, 7).

ЛИТЕРАТУРА

1. Попков В.А., Пузаков С.А. Общая химия. М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010.
2. Жолнин А.В. Общая химия. М.: ГЭОТАР-Медиа, 2012.
3. Орехова А.И., Лелекова Р.П. Общая химия. Екатеринбург: УГМА, 2011.
4. Ермишина Е.Ю., Белоконова Н.А. Химия. Екатеринбург: УГМА, 2014.
5. Практикум по общей химии. Под ред. Ореховой А.И. Екатеринбург: УГМА, 2010.

Ответы к тестам

№ темы	Ответ
I.	1.4; 2.3; 3.2; 4.1; 5.3; 6.2; 7.2; 8.1; 9.2; 10.3; 11.2; 12.1; 13.2; 14.2; 15.2.
II.	1.1; 2.4; 3.1; 4.2; 5.4; 6.1; 7.4; 8.1; 9.3; 10.3.
III.	1.2; 2.3; 3.3; 4.4; 5.4; 6.1; 7.2; 8.2; 9.1; 10.2; 11.2; 12.3.
IV.	1.4; 2.2; 3.2; 4.1; 5.1; 6.2; 7.3; 8.2; 9.2; 10.3.
V.	1.3; 2.2; 3.3; 4.1; 5.2; 6.2; 7.3; 8.1; 9.1; 10.2; 11.2; 12.3; 13.3; 14.2; 15.4.
VI.	1.3; 2.2; 3.1; 4.1; 5.3; 6.3; 7.1; 8.2; 9.2; 10.3; 11.1; 12.4; 13.3.
VII.	1.2; 2.4; 3.2; 4.3; 5.3; 6.1; 7.2; 8.1; 9.2; 10.2.
VIII.	1.1; 2.2; 3.3; 4.2; 5.3; 6.4; 7.1; 8.1; 9.2; 10.2.
IX.	1.3; 2.2; 3.1; 4.3; 5.4; 6.1; 7.2; 8.1; 9.3; 10.3.
X.	1.4; 2.2; 3.3; 4.3; 5.4; 6.1; 7.2; 8.2; 9.1; 10.3.
XI.	1.1; 2.3; 3.4; 4.4; 5.3; 6.4; 7.2; 8.1; 9.2; 10.1; 11.3; 12.3.
XII.	1.4; 2.4; 3.4; 4.2; 5.3; 6.3; 7.4; 8.3; 9.3; 10.1.
XIII.	1.3; 2.1; 3.2; 4.3; 5.2; 6.2; 7.3; 8.4; 9.2; 10.2; 11.2; 12.1; 13.1; 14.3; 15.1.
XIV.	1.2; 2.2; 3.1; 4.4; 5.2; 6.4; 7.3; 8.2; 9.1; 10.4.
XV.	1.2; 2.3; 3.4; 4.2; 5.2; 6.3; 7.4; 8.2; 9.2; 10.4; 11.1; 12.2; 13.3; 14.1; 15.1.
XVI.	1.4; 2.2; 3.3; 4.4; 5.3; 6.4; 7.3; 8.2; 9.3; 10.4; 11.4; 12.1; 13.3.
XVII.	1.2; 2.3; 3.3; 4.3; 5.2; 6.2; 7.4; 8.1; 9.2; 10.3; 11.2.
XVIII.	1.3; 2.1; 3.4; 4.2; 5.3; 6.1; 7.2; 8.3; 9.3; 10.1.

ПРИЛОЖЕНИЯ

ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ ПОСТОЯННЫЕ

Постоянная Авогадро, $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$.

Универсальная газовая постоянная, $R = 8{,}31$ Дж/(моль·К)
$R = 0{,}082$ л·атм/(моль·К).

Постоянная Больцмана, $k = R/N_A = 1{,}38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.

Молярный объем газа, $V_o = 22{,}4$ л/моль (н.у.).

Постоянная Планка, $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с.

Заряд электрона, $\bar{e} = 1{,}60 \cdot 10^{-19}$ Кл.

Постоянная Фарадея, $F = 9{,}65 \cdot 10^{4}$ Кл/моль.

Таблица 1

МНОЖИТЕЛИ И ПРИСТАВКИ ДЛЯ ОБРАЗОВАНИЯ ДЕСЯТИЧНЫХ КРАТНЫХ И ДОЛЬНЫХ ЕДИНИЦ И ИХ ОБОЗНАЧЕНИЯ

Множитель, на который умножается основная единица	Наименование	Обозначение	Множитель, на который умножается основная единица	Наименование	Обозначение
10^{12}	тера	Т	0,1	деци	д
10^{9}	гига	Г	10^{-2}	санти	с
10^{6}	мега	М	10^{-3}	милли	м
10^{3}	кило	к	10^{-6}	микро	мк
10^{2}	гекто	г	10^{-9}	нано	н
10	дека	да	10^{-12}	пико	п

Таблица 2

ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ КОНСТАНТЫ ВЕЩЕСТВ ПРИ 298К

Вещество	$\Delta H^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$S^o_{(298,15K)}$, Дж/моль·К	$\Delta G^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$\Delta H^o_{cг.(298,15K)}$, кДж/моль
$Ag_{к}$	0	42,7	0	
$AgBr_{к}$	-99,24	107,1	-95,9	
$AgCl_{к}$	-126,8	96,14	-109,7	
$AgI_{к}$	-64,2	114,2	-66,3	
$AgF_{к}$	-202,9	83,7	-184,9	
$AgNO_{3\,к}$	-120,7	140,9	-32,2	
$Ag_2O_{к}$	-30,56	121,7	-10,8	
$Ag_2CO_{3\,к}$	-506,1	167,4	-437,1	
$Al_{к}$	0	28,31	0	
$Al_2O_{3\,к}$	-1675,0	50,9	-1576,4	
$Al(OH)_{3\,к}$	-1275,7	71,1	-1139,7	
$AlCl_{3\,к}$	-697,4	167,0	-636,8	
$Al_2(SO_4)_{3\,к}$	-3434,0	239,2	-3091,9	
$As_{к}$	0	35,1	0	
$As_2O_{3\,к}$	-656,8	107,1	-575,0	
$As_2O_{5\,к}$	-918,0	105,4	-772,4	
$Au_{к}$	0	47,6	0	
$AuF_{к}$	-74,3	96,4	-58,6	
$AuF_{3\,к}$	-348,5	114,2	-297,5	
$Au(OH)_{3\,к}$	-418,4	121,3	-290,0	
$AuCl_{3\,к}$	-118,4	146,4	-48,5	
$B_{к}$	0	5,87	0	
$B_2O_{3\,к}$	-1264,0	53,9	-1184,0	
$B_2H_{6\,г}$	31,4	232,9	82,8	
$Ba_{к}$	0	64,9	0	
$BaO_{к}$	-556,6	70,3	-528,4	
$BaCO_{3\,к}$	-1202	112,1	-1138,8	
$Be_{к}$	0	9,5	0	
$BeO_{к}$	-598,7	14,1	-581,6	
$BeCO_{3\,к}$	-981,6	199,4	-944,8	
$Bi_{к}$	0	57,0	0	
$BiCl_{3\,г}$	-277	356,9	-262	
$BiCl_{3\,к}$	-379,1	189,5	-318,9	
$Br_{2\,г}$	30,9	245,3	3,1	
$HBr_{г}$	-36,2	198,5	-53,2	
$C_{(алмаз)}$	1,9	2,4	2,9	
$C_{(графит)}$	0	5,7	0	

Продолжение табл. 2

Вещество	$\Delta H^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$S^o_{(298,15K)}$, Дж/моль·К	$\Delta G^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$\Delta H^o_{сг.(298,15K)}$, кДж/моль
$CO_{г}$	-110,5	197,4	-137,3	-283
$CO_{2\,г}$	-393,5	213,6	-394,4	
$COCl_{2\,г}$	-223,0	289,2	-210,5	
$CS_{2\,г}$	115,3	237,8	65,1	
$CS_{2\,ж}$	87,8	151,0	63,6	-1075,3
$C_2H_{2\,г}$	226,7	200,8	209,2	-1300
$C_2H_{4\,г}$	52,3	219,4	68,1	-1411
$CH_{4\,г}$	-74,9	186,2	-50,8	-890
$CH_3Cl_{г}$	-82	-59	234	-687
$CH_2Cl_{2\,г}$	-88	-59	271	-447
$CHCl_{3\,г}$	-100	-67	296	-403
$CCl_{4\,г}$	-107	-64	309	
$CCl_{4\,ж}$	-135	-65	216	
$C_2H_{6\,г}$	-84,7	229,5	-32,9	-1560
$C_6H_{6\,ж}$	49,0	173,2	124,5	3268
$CH_3OH_{ж}$ метанол	-238,7	126,7	-166,3	-726
$C_2H_5OH_{ж}$ этанол	-227,6	160,7	-174,8	-1368
$C_3H_7OH_{ж}$ пропанол-1	-305	-171	193	-2010
$C_3H_7OH_{ж}$ пропанол-2	-319	-181	180	-1987
$CH_3CHO_{г}$ этаналь	-166	-129	250	-1192
$CH_3COOH_{ж}$ уксусная кислота	-484,9	159,8	-392,5	-875
$C_3H_5(OH)_{3\,ж}$ глицерин	-669	204	-477	-1661
$C_6H_5OH_{тв}$ фенол	-165	146	-51	-3054
$C_6H_{12}O_{6\,тв}$ D-глюкоза	-1275	212	-911	-2810
$C_6H_{12}O_{6\,водн.}$ D-глюкоза	-1264	270	-917	
$C_6H_{12}O_{6\,тв}$ (D-фруктоза)	-1266			-2827
$C_{12}H_{22}O_{11\,тв}$ сахароза	-2222	360	-1543	-5645
$C_{12}H_{22}O_{11\,водн}$ сахароза	-2215	404	-1551	

Продолжение табл. 2

Вещество	$\Delta H^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$S^o_{(298,15K)}$, Дж/моль·К	$\Delta G^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$\Delta H^o_{сг.(298,15K)}$, кДж/моль
$CO(NH_2)_{2\ тв}$ мочевина	-334	105	-197	-634
$CH_3NH_{2\ г}$ метиламин	-23	243	32,2	-1085
$(CH_3)_2NH_{\ г}$ диметиламин	-18,8	273	68	-1769
$C_5H_5N_{\ ж}$ пиридин	140	283	190	-2755
$C_6H_5NH_{2\ ж}$ анилин	31	191	149	-3396
$Ca_{\ к}$	0	41,6	0	
$CaO_{\ к}$	-635,1	39,7	-604,2	
$CaF_{2\ к}$	-1214,0	68,9	-1161,0	
$CaCl_{2\ к}$	-785,8	113,8	-750,2	
CaC_2	-62,7	70,3	-67,8	
$Ca(OH)_{2\ к}$	-986,2	83,4	-896,8	
$CaSO_{4\ к}$	-1424,0	106,7	-1320,3	
$CaSiO_{3\ к}$	-1579,0	87,5	-1495,4	
$Ca_3(PO_4)_{2\ к}$	-4125,0	240,9	-3899,5	
$CaCO_{3\ к}$	-1206,0	92,9	-1128,8	
$Cl_{2\ г}$	0	223,0	0	
$HCl_{\ г}$	-92,3	186,7	-95,3	
$HCl_{\ ж}$	-167,5	55,2	-131,2	
$HClO_{\ ж}$	-116,4	129,7	80,0	
$Cr_{\ к}$	0	23,8	0	
$Cr_2O_{3\ к}$	-1141,0	81,1	-1146,8	
$Cu_{\ к}$	0	33,3	0	
$Cu_2O_{\ к}$	-167,4	93,9	-146,4	
$CuO_{\ к}$	-165,3	42,6	-127,2	
$Cu(OH)_{2\ к}$	-443,9	79,5	-356,9	
$CuF_{2\ к}$	-530,9	84,5	-485,3	
$CuCl_{2\ к}$	-205,9	113,0	-166,1	
$CuBr_{2\ к}$	-141,4	142,3	-126,8	
$CuI_{2\ к}$	-21,3	159,0	-23,8	
$CuS_{\ к}$	-48,5	66,5	-48,9	
$CuSO_{4\ к}$	-771,1	113,3	-661,9	
$CuCO_{3\ к}$	-594,9	87,9	-518,0	
$Cu(NO_3)_2$	-307,1	193,3	-114,2	
$Fe_{\ к}$	0	27,2	0	
$FeO_{\ к}$	-263,7	58,8	-244,4	

Продолжение табл. 2

Вещество	$\Delta H^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$S^o_{(298,15K)}$, Дж/моль·К	$\Delta G^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$\Delta H^o_{сг.(298,15K)}$, кДж/моль
$FeCl_{2\ к}$	-341,0	119,7	-302,1	
$Fe_2O_{3\ к}$	-821,3	89,9	-741,0	
$Fe(OH)_{3\ к}$	-824,3	96,2	-694,5	
$GeO_{\ к}$	-305,4	50,2	-276,1	
$GeO_{2\ к}$	-539,7	52,3	-531,4	
$H_{2\ г}$	0	130,6	0	-285,8
$H_2O_{\ г}$	-241,8	188,7	-228,8	
$H_2O_{\ ж}$	-285,8	70,0	-237,5	
$H_2O_{2\ ж}$	-187,4	105,9	-117,6	
$I_{2\ к}$	0	116,7	0	
$I_{2\ г}$	62,2	260,6	19,4	
$HI_{\ г}$	25,9	206,3	1,3	
$HIO_{\ ж}$	-158,9	24,3	-98,7	
$KOH_{\ к}$	-425,9	59,4	-374,5	
$KH_{\ к}$	-56,9	67,9	-38,5	
LiOH	-487,6	42,8	-443,1	
$Mg_{\ к}$	0	32,5	0	
$Mg(OH)_{2\ к}$	-924,7	63,1	-833,7	
$N_{2\ г}$	0	191,5	0	
$N_2O_{\ г}$	81,5	220,0	103,6	
$NO_{\ г}$	90,4	210,6	86,7	
$NO_{2\ г}$	33,9	240,4	51,8	
$N_2O_{4\ г}$	9,4	304,3	98,3	
$NH_{3\ г}$	-46,2	192,5	-16,6	
$HNO_{3\ ж}$	-173,0	156,2	-79,9	
$NH_4Cl_к$	-315,4	94,6	-343,6	
$NH_4OH_{\ ж}$	-366,7	180,0	-263,8	
$NaOH_{\ к}$	-426,6	64,2	-377,0	
$NaCl_{\ к}$	-410,9	72,4	-384,0	
$Na_2SO_{4\ к}$	-1384,0	149,4	-1266,8	
$O_{2\ г}$	0	205,0	0	
P (красный)	-18,41	22,8	-13,181	
P_2O_5	-1492	114,5	-1348,8	
$PCl_{3\ г}$	-277,0	311,7	-286,3	
$PCl_{5\ г}$	-369,5	362,9	-324,6	
$HPO_{3\ ж}$	-982,4	150,6	-902,9	
$H_3PO_{4\ ж}$	-1271,9	200,8	-1147,1	
$PbO_{\ к}$	-217,9	67,4	-188,5	
$PbO_{2\ к}$	-276,6	76,4	-219,0	

Окончание табл. 2

Вещество	$\Delta H^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$S^o_{(298,15K)}$, Дж/моль·К	$\Delta G^o_{f(298,15K)}$, кДж/моль	$\Delta H^o_{сг.(298,15K)}$, кДж/моль
$PbSO_{4\,к}$	-218,1	147,3	-811,2	
$PbS_к$	-94,3	91,2	-92,7	
$Pb(OH)_{3\,к}$	-413,8	70,7	-364,4	
S (ромбич.)	0	31,9	0	
$SO_{2\,г}$	-296,9	248,1	-300,2	
$SO_{3\,г}$	-395,6	256,7	-371,2	
SiO_2	-910,9	41,8	-856,7	
$SnO_к$	-286,0	56,5	-1256,9	
$SnO_{2\,к}$	-580,0	52,3	-519,3	

Таблица 3

СРЕДНЯЯ УДЕЛЬНАЯ ТЕПЛОТА ПОЛНОГО ОКИСЛЕНИЯ ОСНОВНЫХ КОМПОНЕНТОВ ПИЩЕВЫХ ПРОДУКТОВ

Вещество	Q, кДж/г	Q, ккал/г
Белки	17	4,1
Жиры	39	9,3
Углеводы	17	4,1

Таблица 4

КОНСТАНТЫ НЕСТОЙКОСТИ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНОВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ (25^{o}C)

Комплексный ион	$K_н$	Комплексный ион	$K_н$
$[Ag(NO_3)_2]^+$	$9{,}3\cdot10^{-8}$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$1{,}0\cdot10^{-29}$
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$5{,}9\cdot10^{-8}$	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$1{,}0\cdot10^{-31}$
$[Ag(NO_2)_2]^-$	$1{,}5\cdot10^{-3}$	$[Hg(CN)_4]^{2-}$	$4{,}0\cdot10^{-42}$
$[Ag(CN)_2]^-$	$1{,}0\cdot10^{-21}$	$[HgCl_4]^{2-}$	$8{,}6\cdot10^{-16}$
$[Cd(NH_3)_4]^{2+}$	$8{,}0\cdot10^{-8}$	$[HgI_4]^{2-}$	$1{,}5\cdot10^{-30}$
$[CdCl_4]^{2-}$	$9{,}0\cdot10^{-3}$	$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$4{,}0\cdot10^{-10}$
$[Cd(CN)_4]^{2-}$	$7{,}8\cdot10^{-18}$	$[Zn(CN)_4]^{2-}$	$2{,}0\cdot10^{-17}$
$[CdI_4]^{2-}$	$7{,}1\cdot10^{-6}$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$3{,}6\cdot10^{-16}$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$2{,}1\cdot10^{-14}$	*$[CaI]^{2-}$	$2{,}0\cdot10^{-11}$
$[Cu(CN)_4]^{2-}$	$5{,}0\cdot10^{-31}$	*$[MgI]^{2-}$	$2{,}04\cdot10^{-9}$
$[Co(NH_3)_6]^{2+}$	$8{,}0\cdot10^{-6}$	*$[CoI]^{2-}$	$4{,}9\cdot10^{-17}$
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	$3{,}1\cdot10^{-33}$	*$[NiI]^{2-}$	$2{,}4\cdot10^{-19}$
$[Co(CN)_4]^{2-}$	$8{,}0\cdot10^{-20}$	*$[CuI]^{2-}$	$1{,}59\cdot10^{-19}$
$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	$1{,}9\cdot10^{-9}$	*$[ZnI]^{2-}$	$3{,}16\cdot10^{-17}$
* Трилонаты соответствующих металлов (трилон Б – динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты)			

Таблица 5

КОНСТАНТЫ НЕСТОЙКОСТИ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНОВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ (25°C)

M^{n+}	Лиганд	Константа	M^{n+}	Лиганд	Константа
Ag^+	NH_3	$K_{1\text{-}2} = 5{,}9\cdot10^{-8}$	Ag^+	NO_2^-	$K_{1\text{-}2} = 1{,}5\cdot10^{-3}$
Cd^{2+}	NH_3	$K_{1\text{-}4} = 2{,}8\cdot10^{-7}$	Cd^{2+}	NO_2^-	$K_{1\text{-}3} = 1{,}5\cdot10^{-4}$
Co^{2+}	NH_3	$K_{1\text{-}4} = 8{,}5\cdot10^{-6}$	Al^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 5{,}0\cdot10^{-17}$
Co^{2+}	NH_3	$K_{1\text{-}6} = 4{,}1\cdot10^{-5}$	Cr^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 3{,}6\cdot10^{-16}$
Co^{3+}	NH_3	$K_{1\text{-}6} = 6{,}2\cdot10^{-36}$	Fe^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 6{,}3\cdot10^{-21}$
Cu^{2+}	NH_3	$K_{1\text{-}4} = 1{,}1\cdot10^{-12}$	Mn^{3+}	$C_2O_4^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 3{,}8\cdot10^{-20}$
Hg^{2+}	NH_3	$K_{1\text{-}4} = 5{,}0\cdot10^{-20}$	Co^{2+}	Салицилат-ион	$K_{1\text{-}2} = 3{,}8\cdot10^{-12}$
Ni^{2+}	NH_3	$K_{1\text{-}4} = 3{,}4\cdot10^{-8}$	Ni^{2+}	Салицилат-ион	$K_{1\text{-}2} = 1{,}8\cdot10^{-12}$
Zn^{2+}	NH_3	$K_{1\text{-}4} = 8{,}3\cdot10^{-12}$	Cu^{2+}	Салицилат-ион	$K_{1\text{-}2} = 2{,}0\cdot10^{-21}$
Bi^{3+}	Br^-	$K_{1\text{-}6} = 3{,}0\cdot10^{-10}$	Fe^{3+}	Салицилат-ион	$K_{1\text{-}3} = 5{,}4\cdot10^{-37}$
Hg^{2+}	Br^-	$K_{1\text{-}4} = 1{,}0\cdot10^{-21}$	Ca^{2+}	Тартрат-ион	$K_{1\text{-}2} = 9{,}8\cdot10^{-10}$
Pt^{2+}	Br^-	$K_{1\text{-}4} = 3{,}2\cdot10^{-21}$	Fe^{3+}	Тартрат-ион	$K_{1\text{-}2} = 1{,}4\cdot10^{-12}$
Bi^{3+}	Cl^-	$K_{1\text{-}6} = 3{,}8\cdot10^{-7}$	Ca^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 2{,}1\cdot10^{-5}$
Pt^{2+}	Cl^-	$K_{1\text{-}4} = 1{,}0\cdot10^{-16}$	Mg^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1{,}1\cdot10^{-4}$
Bi^{3+}	I^-	$K_{1\text{-}6} = 7{,}98\cdot10^{-20}$	Cu^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1{,}3\cdot10^{-6}$
Hg^{2+}	I^-	$K_{1\text{-}4} = 1{,}5\cdot10^{-30}$	Hg^{2+}	Цитрат-ион	$K_1 = 1{,}3\cdot10^{-11}$
Pb^{2+}	I^-	$K_{1\text{-}4} = 1{,}2\cdot10^{-4}$	Al^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 3{,}2\cdot10^{-17}$
Ag^+	CN^-	$K_{1\text{-}2} = 1{,}4\cdot10^{-20}$	Ba^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 1{,}7\cdot10^{-8}$
Au^{2+}	CN^-	$K_{1\text{-}2} = 5{,}0\cdot10^{-30}$	Bi^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 4{,}0\cdot10^{-28}$
Cd^{2+}	CN^-	$K_{1\text{-}4} = 7{,}8\cdot10^{-18}$	Ca^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 2{,}6\cdot10^{-11}$
Co^{2+}	CN^-	$K_{1\text{-}6} = 8{,}1\cdot10^{-20}$	Cd^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 3{,}5\cdot10^{-17}$
Co^{3+}	CN^-	$K_{1\text{-}6} = 1{,}0\cdot10^{-64}$	Co^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 4{,}9\cdot10^{-17}$
Cu^+	CN^-	$K_{1\text{-}4} = 2{,}0\cdot10^{-30}$	Co^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 2{,}5\cdot10^{-41}$
Fe^{2+}	CN^-	$K_{1\text{-}6} = 1{,}3\cdot10^{-37}$	Cr^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 4{,}0\cdot10^{-21}$
Fe^{3+}	CN^-	$K_{1\text{-}6} = 1{,}3\cdot10^{-44}$	Cu^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 1{,}6\cdot10^{-19}$
Ni^{2+}	CN^-	$K_{1\text{-}4} = 1{,}0\cdot10^{-31}$	Fe^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 6{,}3\cdot10^{-15}$
Zn^{2+}	CN^-	$K_{1\text{-}4} = 2{,}4\cdot10^{-20}$	Fe^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 5{,}9\cdot10^{-25}$
Al^{3+}	F^-	$K_{1\text{-}6} = 2{,}1\cdot10^{-21}$	Hg^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 1{,}6\cdot10^{-22}$
Fe^{3+}	F^-	$K_{1\text{-}6} = 7{,}9\cdot10^{-17}$	Mg^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 7{,}6\cdot10^{-10}$
Ag^+	SCN^-	$K_{1\text{-}2} = 5{,}9\cdot10^{-9}$	Mn^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 9{,}1\cdot10^{-15}$
Bi^{3+}	SCN^-	$K_{1\text{-}6} = 5{,}9\cdot10^{-5}$	Pb^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 9{,}1\cdot10^{-19}$
Co^{2+}	SCN^-	$K_{1\text{-}3} = 1{,}6\cdot10^{-2}$	Tl^+	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 2{,}9\cdot10^{-7}$
Cu^{2+}	SCN^-	$K_{1\text{-}3} = 3{,}0\cdot10^{-7}$	Tl^{3+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 1{,}6\cdot10^{-38}$
Fe^{3+}	SCN^-	$K_{1\text{-}6} = 5{,}9\cdot10^{-4}$	Zn^{2+}	$ЭДТА^{4-}$-ион	$K_1 = 5{,}5\cdot10^{-17}$
Hg^{2+}	SCN^-	$K_{1\text{-}4} = 6{,}3\cdot10^{-22}$	Mg^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1\text{-}2} = 3{,}5\cdot10^{-7}$
Ag^+	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 7{,}1\cdot10^{-15}$	Ca^{2+}	Глицинат-ион	$K_1 = 4{,}2\cdot10^{-2}$
Cd^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 6{,}3\cdot10^{-9}$	Mn^{2+}	Глицинат-ион	$K_1 = 3{,}6\cdot10^{-4}$
Cu^+	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}3} = 1{,}9\cdot10^{-14}$	Fe^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1\text{-}2} = 1{,}6\cdot10^{-8}$

Окончание табл. 5

M^{n+}	Лиганд	Константа	M^{n+}	Лиганд	Константа
Pb^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}4} = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$	Co^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1\text{-}2} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$
Hg^{2+}	$S_2O_3^{2-}$	$K_{1\text{-}4} = 2{,}4 \cdot 10^{-34}$	Ni^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1\text{-}2} = 2{,}7 \cdot 10^{-11}$
Ag^{+}	SO_3^{2-}	$K_{1\text{-}3} = 1{,}0 \cdot 10^{-9}$	Cu^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1\text{-}2} = 2{,}6 \cdot 10^{-16}$
Cu^{+}	SO_3^{2-}	$K_{1\text{-}3} = 4{,}4 \cdot 10^{-10}$	Zn^{2+}	Глицинат-ион	$K_{1\text{-}2} = 1{,}1 \cdot 10^{-10}$
Hg^{2+}	SO_3^{2-}	$K_{1\text{-}3} = 1{,}1 \cdot 10^{-25}$	Zn^{2+}		

Таблица 6

КОНСТАНТЫ НЕСТОЙКОСТИ БИОКОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Комплексы		
с аргинином	*с аланилглицином*	*с глицилаланином*
Co^{2+} $K_{1\text{-}3} = 7{,}08 \cdot 10^{-10}$	Ca^{2+} $K_1 = 0{,}22$	Co^{2+} $K_{1\text{-}3} = 1{,}86 \cdot 10^{-6}$
Cu^{2+} $K_{1\text{-}2} = 1{,}26 \cdot 10^{-14}$	Zn^{2+} $K_1 = 10^{-3}$	Zn^{2+} $K_1 = 7{,}94 \cdot 10^{-5}$
Zn^{2+} $K_{1\text{-}2} = 11{,}58 \cdot 10^{-8}$		
Другие комплексы		
Карбоксипептидаза A-Zn	10^{-11}	
Карбоксипептидаза A-Hg	10^{-21}	
Fe^{3+}-цистеин (состав 1:2)	$K_{1,2} = 7{,}94 \cdot 10^{-33}$	
Cu^{+}-цистеин (состав 1:1)	$K_1 = 6{,}31 \cdot 10^{-20}$	

Таблица 7

КОНСТАНТЫ НЕСТОЙКОСТИ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ d-ЭЛЕМЕНТОВ С БИОЛИГАНДАМИ

ПАВ	Формула	ККМ, моль/л
Анионные ПАВ		
Миристат натрия	$C_{13}H_{27}COONa$	$6{,}9 \cdot 10^{-3}$ (а)
Олеат натрия	$C_{17}H_{33}COONa$	$1{,}1 \cdot 10^{-3}$ (а)
Додецилсульфат натрия	$C_{12}H_{25}SO_4Na$	$2{,}1 \cdot 10^{-3}$ (б) $8{,}1 \cdot 10^{-3}$ (а) $8{,}3 \cdot 10^{-3}$ (б)
Катионные ПАВ		
Додециламмоний хлорид	$C_{12}H_{25}NH_3Cl^-$	$1{,}5 \cdot 10^{-2}$ (а)
Тэтрадодециламмоний хлорид	$C_{14}H_{25}NH_3Cl^-$	$2{,}8 \cdot 10^{-3}$ (а)
Неиногенные ПАВ		
Додециловый эфир тэтраэтиленгликоля	$C_{12}H_{25}O(C_2H_4O)_4H$	$4{,}0 \cdot 10^{-5}$ (б)
Додециловый эфир гексаэтиленгликоля	$C_{12}H_{25}O(C_2H_4O)_5H$	$8{,}7 \cdot 10^{-5}$ (б)

Примечание: величина ККМ определялась кондуктометрически (а) и по изменению поверхностного натяжения (б).

Таблица 8

КОНСТАНТЫ НЕСТОЙКОСТИ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ ИОНОВ С БИОЛИГАНДАМИ (25°C)

Лиганд	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}
Цистеин	$> \cdot 10^{-4}$ (*)	-	$7{,}94 \cdot 10^{-5}$ (*)	$1{,}7 \cdot 10^{-12}$	$1{,}26 \cdot 10^{-17}$	$5{,}01 \cdot 10^{-20}$	-	$2{,}00 \cdot 10^{-19}$
Серин	-	~ 0,32(*)	-	10^{-7}	10^{-8}	-	$2{,}88 \cdot 10^{-15}$	-
Аспарагиновая кислота	$3{,}72 \cdot 10^{-5}$ (*)	$2{,}51 \cdot 10^{-2}$ (*)	$1{,}82 \cdot 10^{-4}$ (*)	-	$6{,}61 \cdot 10^{-11}$	$4{,}07 \cdot 10^{-13}$	$4{,}47 \cdot 10^{-16}$	$7{,}08 \cdot 10^{-11}$
Гистидин	-	-	$1{,}82 \cdot 10^{-8}$	$5{,}01 \cdot 10^{-10}$	$1{,}38 \cdot 10^{-14}$	$1{,}26 \cdot 10^{-16}$	$4{,}68 \cdot 10^{-19}$	$1{,}32 \cdot 10^{-13}$
Лизин	-	-	$1 \cdot 10^{-2}$ (*)	$3{,}16 \cdot 10^{-5}$ (*)	$1{,}68 \cdot 10^{-7}$	$1{,}58 \cdot 10^{-9}$	$2{,}0 \cdot 10^{-14}$	$2{,}51 \cdot 10^{-8}$
Глутаминовая кислота	$1{,}26 \cdot 10^{-2}$ (*)	$8{,}91 \cdot 10^{-3}$ (*)	$5{,}01 \cdot 10^{-4}$ (*)	$2{,}51 \cdot 10^{-5}$ (*)	$3{,}47 \cdot 10^{-9}$	$4{,}57 \cdot 10^{-11}$	$3{,}98 \cdot 10^{-15}$	$3{,}47 \cdot 10^{-10}$
Аспарагин	$\sim 10^{-4}$	-	$\sim 3{,}2 \cdot 10^{-5}$	$3{,}16 \cdot 10^{-7}$	$7{,}41 \cdot 10^{-9}$	$2{,}51 \cdot 10^{-11}$	$1{,}26 \cdot 10^{-15}$	$2{,}0 \cdot 10^{-9}$
Глицилглицин	$8{,}7 \cdot 10^{-2}$ (*)	$5{,}75 \cdot 10^{-2}$ (*)	$7{,}08 \cdot 10^{-3}$	-	$1{,}32 \cdot 10^{-6}$	-	$2{,}19 \cdot 10^{-12}$	$2{,}69 \cdot 10^{-7}$
Глицилглицил-глицин	-	-	$3{,}89 \cdot 10^{-2}$ (*)	-	$2{,}57 \cdot 10^{-6}$	-	$2{,}75 \cdot 10^{-11}$	$4{,}79 \cdot 10^{-7}$
Пролин	$> 10^{-4}$	-	$3{,}16 \cdot 10^{-6}$	$5{,}01 \cdot 10^{-9}$	$5{,}01 \cdot 10^{-10}$	-	$1{,}58 \cdot 10^{-17}$	$6{,}31 \cdot 10^{-11}$

Примечание: в таблице приведены константы нестойкости $K_{1\text{-}2}$; отмеченные (*) – K_1 (по 1-й ступени)

Таблица 9

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Период									
1	H 1 1,00794(7) ВОДОРОД						(H)		He 2 4,002602(2) ГЕЛИЙ
2	Li 3 6,941(2) ЛИТИЙ	Be 4 9,012182(3) БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,811(5) БОР	C 6 12,011(1) УГЛЕРОД	N 7 14,00674(7) АЗОТ	O 8 15,9994(3) КИСЛОРОД	F 9 18,9984032(9) ФТОР		Ne 10 20,1797(6) НЕОН
3	Na 11 22,989768(6) НАТРИЙ	Mg 12 24,3050(6) МАГНИЙ	Al 13 26,981539(5) АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,0855(3) КРЕМНИЙ	P 15 30,973762(4) ФОСФОР	S 16 32,066(6) СЕРА	Cl 17 35,4527(9) ХЛОР		Ar 18 39,948(1) АРГОН
4	K 19 39,0983(1) КАЛИЙ	Ca 20 40,078(4) КАЛЬЦИЙ	Sc 21 44,955910(9) СКАНДИЙ	Ti 22 47,867(1) ТИТАН	V 23 50,9415(1) ВАНАДИЙ	Cr 24 51,9961(6) ХРОМ	Mn 25 54,93805(1) МАРГАНЕЦ	Fe 26 55,845(2) ЖЕЛЕЗО Co 27 58,93320(1) КОБАЛЬТ Ni 28 58,6934(2) НИКЕЛЬ	
	Cu 29 63,546(3) МЕДЬ	Zn 30 65,39(2) ЦИНК	Ga 31 69,723(1) ГАЛЛИЙ	Ge 32 72,61(2) ГЕРМАНИЙ	As 33 74,92159(2) МЫШЬЯК	Se 34 78,96(3) СЕЛЕН	Br 35 79,904(1) БРОМ		Kr 36 83,80(1) КРИПТОН
5	Rb 37 85,4678(3) РУБИДИЙ	Sr 38 87,62(1) СТРОНЦИЙ	Y 39 88,90585(2) ИТТРИЙ	Zr 40 91,224(2) ЦИРКОНИЙ	Nb 41 92,90638(2) НИОБИЙ	Mo 42 95,94(1) МОЛИБДЕН	Tc 43 [97,9072] ТЕХНЕЦИЙ	Ru 44 101,07(2) РУТЕНИЙ Rh 45 102,90550(3) РОДИЙ Pd 46 106,42(1) ПАЛЛАДИЙ	
	Ag 47 107,8682(2) СЕРЕБРО	Cd 48 112,411(8) КАДМИЙ	In 49 114,818(3) ИНДИЙ	Sn 50 118,710(7) ОЛОВО	Sb 51 121,760(1) СУРЬМА	Te 52 127,60(3) ТЕЛЛУР	I 53 126,90447(3) ИОД		Xe 54 131,29(2) КСЕНОН
6	Cs 55 132,90543(5) ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,327(7) БАРИЙ	La–Lu 57–71 *	Hf 72 178,49(2) ГАФНИЙ	Ta 73 180,9479(1) ТАНТАЛ	W 74 183,84(1) ВОЛЬФРАМ	Re 75 186,207(1) РЕНИЙ	Os 76 190,23(3) ОСМИЙ Ir 77 192,217(3) ИРИДИЙ Pt 78 195,08(3) ПЛАТИНА	
	Au 79 196,96654(3) ЗОЛОТО	Hg 80 200,59(2) РТУТЬ	Tl 81 204,3833(2) ТАЛЛИЙ	Pb 82 207,2(1) СВИНЕЦ	Bi 83 208,98037(3) ВИСМУТ	Po 84 [208,9824] ПОЛОНИЙ	At 85 [209,9871] АСТАТ		Rn 86 [222,0176] РАДОН
7	Fr 87 223,0197 ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,0254 РАДИЙ	As–Lr 89–103 **	Rf 104 [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	Db 105 [262] ДУБНИЙ	Sg 106 [266] СИБОРГИЙ	Bh 107 [261] БОРИЙ	Hs 108 [265] ХАССИЙ Mt 109 [266] МЕЙТНЕРИЙ	

* ЛАНТАНОИДЫ

La 57 138,9055(2) ЛАНТАН	Ce 58 140,115(4) ЦЕРИЙ	Pr 59 140,90765(3) ПРАЗЕОДИМ	Nd 60 144,24(3) НЕОДИМ	Pm 61 [144,9127] ПРОМЕТИЙ	Sm 62 150,36(3) САМАРИЙ	Eu 63 151,965(9) ЕВРОПИЙ	Gd 64 157,25(3) ГАДОЛИНИЙ
Tb 65 158,92534(3) ТЕРБИЙ	Dy 66 162,50(3) ДИСПРОЗИЙ	Ho 67 164,93032(3) ГОЛЬМИЙ	Er 68 167,26(3) ЭРБИЙ	Tm 69 168,93421(3) ТУЛИЙ	Yb 70 173,04(3) ИТТЕРБИЙ	Lu 71 174,967(1) ЛЮТЕЦИЙ	

** АКТИНОИДЫ

Ac 89 [illegible]	Th 90 [illegible]	Pa 91 [illegible]	U 92 [illegible]	Np 93 [illegible]	Pu 94 [illegible]	Am 95 [illegible]	Cm 96 [illegible]
Bk 97 [illegible]	Cf 98 [illegible]	Es 99 [illegible]	Fm 100 [illegible]	Md 101 [illegible]	No 102 [illegible]	Lr 103 [illegible]	

Таблица 10

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ (ПО ПОЛИНГУ)

H																
2,1																
Li	Be											B	C	N	O	F
1,0	1,5											2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2											1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	C	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,8	1,8	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
0,7	0,9	1,1-1,2	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np-No										
0,7	0,9	1,1	1,3	1,5	1,7	1,3										

Таблица 11

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	K^+	Na^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{3+}
OH^-	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	М	Р	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
SO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
SO_4^{2-}	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	М	М	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Таблица 12

ПЛОТНОСТЬ И КОНЦЕНТРАЦИЯ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ (20°С)

ρ, г/мл	Массовая доля, %	ρ, г/мл	Массовая доля, %
Хлористый водород (соляная кислота)			
1,0032	1	1,1083	22
1,0082	2	1,1187	24
1,0181	4	1,1290	26
1,0279	6	1,1392	28
1,0376	8	1,1493	30
1,0474	10	1,1593	32
1,0574	12	1,1691	34
1,0675	14	1,1789	36
1,0776	16	1,1885	38
1,0878	18	1,1980	40
1,0980	20		
Серная кислота			
1,0051	1	1,3028	40
1,0118	2	1,3205	42
1,0250	4	1,3384	44
1,0385	6	1,3569	46
1,0522	8	1,3758	48
1,0661	10	1,3951	50
1,0802	12	1,4148	52
1,0947	14	1,4350	54
1,1094	16	1,4557	56
1,1243	18	1,4768	58
1,1394	20	1,4983	60
1,1548	22	1,5200	62
1,1704	24	1,5421	64
1,1862	26	1,5646	66
1,2023	28	1,5874	68
1,2185	30	1,6105	70
1,2349	32	1,6338	72
1,2515	34	1,6574	74
1,2684	36	1,6810	76
1,2855	38	1,7043	78
Гидроксид натрия			
1,0095	1	1,2411	22
1,0207	2	1,2629	24
1,0318	3	1,2848	26
1,0428	4	1,3064	28

Окончание табл. 12

ρ, г/мл	Массовая доля, %	ρ, г/мл	Массовая доля, %
1,0538	5	1,3279	30
1,0648	6	1,3490	32
1,0758	7	1,3696	34
1,0869	8	1,3900	36
1,0979	9	1,4101	38
1,1089	10	1,4300	40
1,1309	12	1,4494	42
1,1530	14	1,4685	44
1,1751	16	1,4873	46
1,1972	18	1,5065	48
1,2191	20	1,5253	50

Таблица 13

КОНСТАНТЫ ИОНИЗАЦИИ (K_a) И СИЛОВЫЕ ПОКАЗАТЕЛИ (pK_a) ВАЖНЕЙШИХ КИСЛОТ ПРИ 298К

Кислота	K_a	$pK_a = -lg\ K_a$
Азотистая HNO_2	$5{,}1 \cdot 10^{-4}$	3,29
Акриловая $CH_2{=}CHCOOH$	$5{,}5 \cdot 10^{-5}$	4,26
Аланин $CH_3CH(NH_2)COOH$	$1{,}35 \cdot 10^{-10}$	9,87
Аминоуксусная (глицин) NH_2CH_2COOH	$1{,}7 \cdot 10^{-10}$	9,78
Аскорбиновая $C_6H_8O_6$	$9{,}1 \cdot 10^{-5}$ $4{,}6 \cdot 10^{-12}$	4,04 11,34
Бензойная C_6H_5COOH	$6{,}31 \cdot 10^{-5}$	4,20
Борная H_3BO_3	$5{,}8 \cdot 10^{-10}$	9,24
Бромноватистая HOBr	$2{,}1 \cdot 10^{-9}$	8,68
Винная $H_6C_4O_6$	$9{,}12 \cdot 10^{-4}$ $4{,}3 \cdot 10^{-5}$	3,04 4,37
Вода	$1{,}82 \cdot 10^{-16}$	15,74
Гликолевая $CH_2(OH)COOH$	$1{,}3 \cdot 10^{-4}$	3,88
Глюконовая $C_6H_{12}O_7$	$1{,}38 \cdot 10^{-4}$	3,86
Глутаминовая $C_5H_7O_4NH_2$	$4{,}7 \cdot 10^{-5}$ $1{,}2 \cdot 10^{-10}$	4,33 9,92
Гемоглобин HHb	$6{,}31 \cdot 10^{-9}$	8,20
Оксигемоглобин $HHbO_2$	$1{,}12 \cdot 10^{-7}$	6,95
Дихлоруксусная $CHCl_2COOH$	$5{,}0 \cdot 10^{-2}$	1,30
Малеиновая $HOOCCH{=}CHCOOH$	$1{,}2 \cdot 10^{-2}$ $5{,}9 \cdot 10^{-7}$	1,92 6,23
Малоновая $HOOCCH_2COOH$	$1{,}4 \cdot 10^{-3}$ $2{,}0 \cdot 10^{-6}$	2,85 5,70

Продолжение табл. 13

Кислота	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
Молочная $CH_3CHOHCOOH$	$1{,}48 \cdot 10^{-4}$	3,83
Муравьиная $HCOOH$	$1{,}8 \cdot 10^{-4}$	3,74
Пероксид водорода H_2O_2	$2{,}0 \cdot 10^{-12}$	11,70
Пропановая CH_3CH_2COOH	$1{,}35 \cdot 10^{-5}$	4,87
Роданистоводородная $HSCN$	$1{,}4 \cdot 10^{-1}$	0,85
Салициловая $C_6H_4(OH)COOH$	$1{,}1 \cdot 10^{-3}$	2,97
Селенистая H_2SeO_3	$3{,}5 \cdot 10^{-3}$ $5{,}0 \cdot 10^{-8}$	2,46 7,30
Селенистоводородная H_2Se	$3{,}0 \cdot 10^{-4}$ $1{,}0 \cdot 10^{-11}$	3,89 11,00
Серная H_2SO_4	- $1{,}2 \cdot 10^{-2}$	- 1,92
Сернистая H_2SO_3	$1{,}6 \cdot 10^{-2}$ $6{,}3 \cdot 10^{-8}$	1,76 7,21
Сероводородная H_2S	$6{,}0 \cdot 10^{-8}$ $1{,}3 \cdot 10^{-13}$	7,22 12,90
Синильная HCN	$6{,}2 \cdot 10^{-10}$	9,21
Трихлоруксусная $CC1_3COOH$	$2{,}0 \cdot 10^{-1}$	0,70
Угольная H_2CO_3	$4{,}5 \cdot 10^{-7}$ $4{,}7 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,33
Уксусная CH_3COOH	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Фенол C_6H_5OH	$1{,}3 \cdot 10^{-10}$	9,90
Фосфорная (орто) H_3PO_4	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$ $6{,}3 \cdot 10^{-8}$ $1{,}3 \cdot 10^{-12}$	2,12 7,20 11,89
Фтористоводородная HF	$6{,}6 \cdot 10^{-4}$	3,17
Хлоруксусная $CH_2C1COOH$	$1{,}4 \cdot 10^{-3}$	2,85
Щавелевая $H_2C_2O_4$	$5{,}4 \cdot 10^{-2}$ $5{,}4 \cdot 10^{-5}$	1,27 4,27
Этанол C_2H_5OH	$< 10^{-15}$	> 15
Янтарная $HOOC(CH_2)COOH$	$6{,}9 \cdot 10^{-5}$ $3{,}3 \cdot 10^{-6}$	4,19 5,48
NH_4^+	$5{,}75 \cdot 10^{-10}$	9,24
$CH_3NH_3^+$	$2{,}19 \cdot 10^{-11}$	10,66
$C_6H_5NH_3^+$	$2{,}3 \cdot 10^{-5}$	4,63
$C_5H_5NH^+$	$5{,}6 \cdot 10^{-6}$	5,25
H_3O^+	54,94	-1.74
$Ag^+ \cdot aq$	$1{,}02 \cdot 10^{-12}$	11,99
$Ag^{3+} \cdot aq$	$9{,}55 \cdot 10^{-6}$	5,02
$K^+ \cdot aq$	$3{,}47 \cdot 10^{-15}$	14,46

Окончание табл. 13

Кислота	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
$Li^{+}\cdot aq$	$2.29\cdot10^{-14}$	13.64
$Ba^{2+}\cdot aq$	$4,36\cdot10^{-14}$	13,36
$Ca^{2+}\cdot aq$	$1,70\cdot10^{-13}$	12,77
$Cr^{3+}\cdot aq$	$1,12\cdot10^{-4}$	3,95
$Cu^{2+}\cdot aq$	$4,57\cdot10^{-8}$	7,34
$Fe^{3+}\cdot aq$	$6,76\cdot10^{-3}$	2,17
$Fe^{2+}\cdot aq$	$1,82\cdot10^{-7}$	6,74
$Mg^{2+}\cdot aq$	$3,80\cdot10^{-12}$	11,42
$Mn^{2+}\cdot aq$	$2,57\cdot10^{-11}$	10,59
$Pb^{2+}\cdot aq$	$7,08\cdot10^{-7}$	6,15
$Sr^{2+}\cdot aq$	$6,76\cdot10^{-11}$	13,17
$Zn^{2+}\cdot aq$	$2,04\cdot10^{-8}$	7,69

Таблица 14

СРЕДНИЕ ЗНАЧЕНИЯ pH РАЗЛИЧНЫХ СИСТЕМ

Система	pH	Система	pH
Артериальная кровь	7,35-7,45	Дистиллированная вода в контакте с воздухом	5,6
Венозная кровь	7,26-7,36		
Сыворотка крови	7,35-7,45	Морская вода	8,0
Спинномозговая жидкость	7,35-7,45	Апельсиновый сок	2,6-4,4
Водянистая влага глаза	7,4	Томатный сок	4,3
		Яичный белок	8,0
Слюна	6,35-6,85	Содержимое тонкого кишечника	7,0-8,0
Чистый жел. сок	0,9	Желудочное содержимое через 45 мин после пробного завтрака	1,5-2,0
Сок поджелудочной железы	7,5-8,0		
Желчь в протоках	7,4-8,5		
Желчь в пузыре	5,4-6,9		
Моча	4,8-7,5		
Кал	7,0-7,5		
Слезная жидкость	7,4		
Молоко	6,6-6,9		
Кожа (внутриклеточная жидкость)	6,2-7,5		
Печень (внутриклеточная жидкость): купфферовские клетки клетки по периферии долек клетки в центре долек	 6,4-6,5 7,1-7,4 6,7-6,9		

Таблица 15

ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ МАЛОРАСТВОРИМЫХ ВЕЩЕСТВ (25°С)

Соединение	ПР	Соединение	ПР
$Al(OH)_3$	$5{,}1\cdot10^{-33}$	$Ca_3(PO_4)_2$	$3{,}5\cdot10^{-33}$
$AgCl$	$1{,}6\cdot10^{-10}$	$Fe(OH)_3$	$3{,}8\cdot10^{-38}$
$AgBr$	$7{,}7\cdot10^{-13}$	$Fe(OH)_2$	$1{,}65\cdot10^{-15}$
$AgCN$	$1{,}4\cdot10^{-16}$	FeS	$3{,}7\cdot10^{-19}$
AgI	$1{,}5\cdot10^{-16}$	$MgCO_3$	$1{,}0\cdot10^{-5}$
Ag_2S	$3{,}9\cdot10^{-50}$	MnS	$1{,}4\cdot10^{-15}$
Ag_2SO_4	$1{,}5\cdot10^{-9}$		
Ag_2CrO_4	$1{,}1\cdot10^{-12}$	$Mn(OH)_2$	$4{,}0\cdot10^{-14}$
$BaCrO_4$	$2{,}3\cdot10^{-10}$	$Ni(OH)_2$	$1{,}6\cdot10^{-14}$
$BaSO_4$	$1{,}1\cdot10^{-10}$	$NiCO_3$	$1{,}4\cdot10^{-7}$
$BaCO_3$	$8{,}1\cdot10^{-9}$	NiS	$3{,}0\cdot10^{-21}$
$Bi(OH)_3$	$4{,}3\cdot10^{-31}$	$Pb(OH)_2$	$2{,}0\cdot10^{-16}$
Bi_2S_3	$1{,}6\cdot10^{-72}$	$PbCl_2$	$2{,}4\cdot10^{-4}$
$Cr(OH)_3$	$6{,}7\cdot10^{-31}$	PbI_2	$8{,}7\cdot10^{-9}$
$Co(OH)_2$	$6{,}0\cdot10^{-16}$	$PbCrO_4$	$1{,}8\cdot10^{-14}$
CoS	$3{,}1\cdot10^{-23}$	$PbCO_3$	$3{,}3\cdot10^{-14}$
$CoCO_3$	$1{,}45\cdot10^{-13}$	$PbSO_4$	$1{,}0\cdot10^{-8}$
CdS	$1{,}2\cdot10^{-28}$	PbS	$1{,}1\cdot10^{-29}$
CuS	$4{,}0\cdot10^{-38}$	Sb_2S_3	$1{,}0\cdot10^{-30}$
Cu_2S	$2{,}5\cdot10^{-50}$	$Sn(OH)_2$	$5{,}0\cdot10^{-26}$
CaF_2	$4{,}0\cdot10^{-7}$	$Sr(OH)_2$	$3{,}2\cdot10^{-4}$
$Ca(OH)_2$	$5{,}47\cdot10^{-6}$	$SrSO_4$	$3{,}2\cdot10^{-7}$
$CaCO_3$	$4{,}8\cdot10^{-9}$	$Zn(OH)_2$	$1{,}3\cdot10^{-17}$
$CaSO_4$	$6{,}1\cdot10^{-5}$	ZnS	$7{,}4\cdot10^{-27}$
CaC_2O_4	$2{,}3\cdot10^{-9}$	$ZnCO_3$	$2{,}7\cdot10^{-8}$
$Ca_5(PO_4)_3OH$	$1{,}6\cdot10^{-58}$	HgS	$4{,}0\cdot10^{-53}$

Таблица 16

ОСМОТИЧЕСКИЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ НЕКОТОРЫХ БИОЛОГИЧЕСКИХ ЖИДКОСТЕЙ

Биологическая жидкость	Осмотическое давление, атм	Осмоляльность, ммоль/1 кг H_2O
Плазма крови	7,24-7,50	285-295
Цельная кровь	7,63	300
Спинномозговая жидкость	6,86	270
Слезная жидкость	7,50-10,80	295-425
Желудочный сок	4,00-8,60	160-340
Желчь	7,40-7,60	280-300
Моча	1,20-38,00	50-1500
Смешанная слюна	1,20-2,60	50-110

Таблiца 17

КОЭФФИЦИЕНТЫ АКТИВНОСТИ ИОНОВ (f) В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

Ионы	Ионная сила раствора, J								
	0,0005	0,001	0,01	0,02	0,1	0,2	0,3	0,5	1,0
H^+	0,98	0,97	0,91	0,90	0,87	0,81	0,80	0,79	0,85
NH_4^+, Ag^+, K^+, Li^+, Cl^- Br^-, I^-, NO_2^-, NO_3^-	0,98	0,96	0,90	0,87	0,75	0,67	0,62	0,55	0,44
OH^-, F^-, ClO_4^-	0,98	0,96	0,90	0,87	0,76	0,68	0,63	0,56	0,46
Na^+, $H_2PO_4^-$	0,98	0,96	0,90	0,87	0,77	0,73	0,70	0,67	0,63
Pb^{2+}, SO_4^{2-}, $S_2O_3^-$, CrO_4^{2-}, CO_3^{2-}, SO_3^{2-}, HPO_4^{2-}	0,90	0,87	0,66	0,62	0,36	0,29	0,25	0,22	0,18
Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg^{2+}, S^{2-}	0,90	0,87	0,67	0,63	0,38	0,30	0,26	0,24	0,20
Ca^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}	0,90	0,87	0,68	0,64	0,41	0,33	0,28	0,25	0,21
Mg^{2+}, Be^{2+}	0,91	0,87	0,69	0,65	0,45	0,37	0,34	0,28	0,23
PO_4^{3-}	0,80	0,73	0,40		0,10				
Al^{3+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}	0,80	0,74	0,45		0,18				

Таблица 18

КОНСТАНТЫ НЕКОТОРЫХ РАСТВОРИТЕЛЕЙ

Раствори-тель	Формула	$t_{зам.}$ °C	$K_{кр.}$ К·кг·моль⁻	$t_{кип.}$, °C	$K_{эб,}$ К·кг·моль⁻
Ацетон	C_3H_6O				1,50
Бензол	C_6H_6	5,45	5,07	80,2	2,57
Вода	H_2O	0,00	1,86	100,0	0,52
Диэтиловый эфир	C_2H_5-O-C_2H_5	-177,0	1,79	34,6	2,02
Камфора	$C_{10}H_{10}O$	178,4	39,8	204,0	6,09
Нафталин	$C_{10}H_8$		6,98		5,65
Уксусная кислота	CH_3COOH	16,64	3,9	117,8	3,10
Хлороформ	$CHCl_3$		4,68		3,88
Этанол	C_2H_5OH	-114,0		78,0	1,15

Таблица 19

ПРЕДЕЛЬНАЯ МОЛЯРНАЯ ЭЛЕКТРИЧЕСКАЯ ПРОВОДИМОСТЬ ИОНОВ

Ион	$\Lambda_\infty \cdot 10^4$, $См \cdot м^2 \cdot моль^{-1}$		Ион	$\Lambda_\infty \cdot 10^4$, $См \cdot м^2 \cdot моль^{-1}$	
	291 К	298 К		291 К	298 К
H^+	315,0	349,8	OH^-	171,0	198,3
Li^+	32,6	-	Cl^-	66,0	76,35
Na^+	42,8	50,1	Br^-	68,2	-
K^+	63,9	73,5	I^-	66,5	-
NH_4^+	63,9	73,5	NO_3^-	62,3	71,46
Ag^+	53,5	61,9	$HCOO^-$	47,0	54,6
½ Mg^{2+}	44,9	53,0	CH_3COO^-	34,0	40,9
½ Ca^{2+}	-	60,0	$C_2H_5COO^-$	-	35,8
½ Ba^{2+}	54,6	63,6	$C_3H_7COO^-$	-	32,6
½ Pb^{2+}	60,5	70,0	½ CO_3^{2-}	60,5	69,3
½ Fe^{2+}	53,5	-	½ SO_3^{2-}	68,4	80,0
⅓ Fe^{3+}	68,0	-	½ SO_4^{2-}	68,7	-
			$H_2PO_4^-$	36,0	-
			½ HPO_4^{2-}	57,0	-

Таблица 20

УДЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРИЧЕСКАЯ ПРОВОДИМОСТЬ БИОЛОГИЧЕСКИХ ТКАНЕЙ И ЖИДКОСТЕЙ ОРГАНИЗМА ПРИ 37°C

Биосубстрат	К, $Ом^{-}\cdot м^{-}$
Цельная кровь	0,54
Плазма крови	1,47-1,60
Желудочный сок	1,0-1,25
Спинномозговая жидкость	1,8
Моча	1,6-2,3
Мышечная ткань	0,66
Нервная ткань	$4\cdot10^{-2}$
Жировая ткань	$2\cdot10^{-2}$
Сухая кожа	$3\cdot10^{-4}$
Костная ткань	$5\cdot10^{-7}$

Таблица 21

СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ (298 К)

Элемент	$E^{o}_{Me^{n+}/Me^{o}}$, В	Элемент	$E^{o}_{Me^{n+}/Me^{o}}$, В
Li	-3,045	Tl (Tl^{+})	-0,336
K	-2,925	Co (Co^{2+})	-0,27
Rb	-2,925	Ni (Ni^{2+})	-0,24
Cs	-2,923	Sn (Sn^{2+})	-0,14
Ca	-2,87	Pb (Pb^{2+})	-0,126
Na	-2,714	Fe (Fe^{3+})	-0,04
Mg	-2,37	H (H^{+})	0,000
Be	-1,85	Sn (Sn^{4+})	+0,01
Al	-1,66	Cu (Cu^{2+})	+0,337
Mn (Mn^{2+})	-1,18	Co (Co^{3+})	+0,46
Cr (Cr^{2+})	-0,91	Cu (Cu^{+})	+0,53
Cr (Cr^{3+})	-0,74	Hg (Hg_2^{2+})	+0,789
Zn	-0,763	Ag	+0,799
Fe (Fe^{2+})	-0,440	Hg (Hg^{2+})	+0,854
Cd	-0,403	Au (Au^{3+})	+1,50
		Au (Au^{+})	+1,68

Таблица 22

ПОТЕНЦИАЛЫ ЭЛЕКТРОДОВ СРАВНЕНИЯ

Электрод	Реакция на электроде	C_{KCl}, моль·л⁻	Потенциалы (В) при различных температурах, °С				
			18	20	25	30	37
Каломельный	$Hg_2Cl_2+2\bar{e}\leftrightarrow 2Hg+2Cl^-$	0,1 1,0 насыщ.	0,337 0,285 0,248	0,337 0,284 0,247	0,337 0,283 0,244	0,336 0,282 0,241	0,336 0,280 0,236
Хлорсеребряный	$AgCl+\bar{e}\leftrightarrow Ag+Cl^-$	0,1 1,0 насыщ.	- - 0,199	0,290 0,237 0,200	0,290 0,238 0,201	- - 0,202	- - 0,204
Сурьмяный	$Sb_2O_3+6H^++6\bar{e}\leftrightarrow 2Sb+3H_2O$	-			0,150		
Хингидронный	$C_6H_4O_2+2H^++2\bar{e}\leftrightarrow C_6H_4(OH)_2$	-			0,699		

Таблица 23

СТАНДАРТНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ (298 К)

Элемент	Уравнение полуреакции	E°, В
Ag	$[Ag(NH_3)_2]^+ + \bar{e} \leftrightarrow Ag + 2NH_3$	+0,80
Al	$AlO_2^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow Al_{тв.} + 2H_2O$ $Al(OH)_{3\,тв.} + 3e \leftrightarrow Al_{тв.} + 3OH^-$ $Al^{3+} + 2e \leftrightarrow Al^+$	-1,262 -2,31 -2,76
As	$AsO_4^{3-} + 2H_2O + 2e \leftrightarrow AsO_2^- + 4OH^-$ $2AsO_4^{3-} + 10H^+ + 4e \leftrightarrow As_2O_{3\,тв.} + 5H_2O$	-0,67 +1,27
Au	$Au^{3+} + 2e \leftrightarrow Au^+$	+1,41
Bi	$NaBiO_{3\,тв.} + 4H^+ + 2e \leftrightarrow BiO^+ + Na^+ + 2H_2O$ $Bi_2O_{5\,тв.} + 10H^+ + 4e \leftrightarrow 2Bi^{3+} + 5H_2O$	+1,8 +1,759
Br	$Br_{2\,ж} + 2e \leftrightarrow 2Br^-$ $BrO_3^- + 3H_2O + 6e \leftrightarrow Br^- + 6OH^-$ $HBrO_3 + 4H^+ + 4e \leftrightarrow HBrO + 2H_2O$ $2BrO_3^- + 2H_2O + 2e \leftrightarrow Br_{2\,ж} + 4OH^-$ $BrO^- + H_2O + 2e \leftrightarrow Br^- + 2OH^-$	+1,05 +0,61 +1,46 +0,45 +0,76
C	$CO_{2\,г} + 2H^+ + 2e \leftrightarrow CO + H_2O$ $2CO_{2\,г} + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2C_2O_4$	-0,12 -0,49
Cl	$Cl_{2\,г} + 2e \leftrightarrow 2Cl^-$ $2ClO_4^- + 16H^+ + 14e \leftrightarrow Cl_{2\,г} + 8H_2O$ $ClO_4^- + 2H^+ + 2e \leftrightarrow ClO_3^- + H_2O$ $2ClO_3^- + 12H^+ + 10e \leftrightarrow Cl_{2\,г} + 3H_2O$ $2HClO + 2H^+ + 2e \leftrightarrow Cl_{2\,г} + H_2O$	+1,35 +1,39 +1,19 +1,47 +1,63
Co	$Co^{3+} + e \leftrightarrow Co^{2+}$ $Co_3O_{4\,тв.} + 8H^+ + 2e \leftrightarrow 3Co^{2+} + 4H_2O$ $Co_2O_{3\,тв.} + 6H^+ + 2e \leftrightarrow 2Co^{2+} + 3H_2O$	+1,81 +2,11 +1,75
Cr	$Cr^{3+} + e \leftrightarrow Cr^{2+}$ $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ $CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \leftrightarrow Cr(OH)_{3\,тв.} + 5OH^-$ $CrO_4^{2-} + 8H^+ + 3e \leftrightarrow Cr^{3+} + 4H_2O$	-0,41 +1,33 -0,13 +1,477
Cu	$Cu^{2+} + \bar{e} \leftrightarrow Cu^+$	+0,16
F	$F_2 + 2e \leftrightarrow 2F^-$	+2,87
Fe	$Fe^{3+} + e \leftrightarrow Fe^{2+}$ $FeO_4^{2-} + 8H^+ + 3e \leftrightarrow Fe^{3+} + 4H_2O$	+0,77 +1,70
Ga	$Ga^{3+} + 2e \leftrightarrow Ga^+$	-0,40
H	$2H^+ + 2e \leftrightarrow H_{2\,г}$ $H_2 - 2e \leftrightarrow 2H^-$ $2H_2O + 2e \leftrightarrow H_{2\,г} + 2OH^-$ $H_2O_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow 2H_2O$ $HO_2^- + H_2O + 2e \leftrightarrow 3OH^-$	0,000 -2,250 -0,830 +1,776 +0,880

Продолжение табл. 23

Элемент	Уравнение полуреакции	E°, В
Hg	$Hg_2Cl_{2\ тв.} + 2e \leftrightarrow 2Hg_ж + 2Cl^-$	+0,27
I	$I_2 + 2e \leftrightarrow 2I^-$	+0,540
	$IO_4^- + 2H^+ + 2e \leftrightarrow IO_3^- + H_2O$	+1,653
	$IO_4^- + 7H^+ + 6e \leftrightarrow HIO + 3H_2O$	+1,235
	$HIO_4 + 7H^+ + 8e \leftrightarrow I^- + 4H_2O$	+1,215
	$IO_3^- + 4H^+ + 4e \leftrightarrow IO^- + 2H_2O$	+0,972
	$2HIO_3 + IOH^+ + 10e \leftrightarrow I_2 + 6H_2O$	+1,169
	$HIO_3 + 5H^+ + 6e \leftrightarrow I^- + 3H_2O$	+1,078
Mn	$MnO_4^- + e \leftrightarrow MnO_4^{2-}$	+0,576
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \leftrightarrow MnO_{2\ тв.} + 4OH^-$	+0,588
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,507
	$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e \leftrightarrow MnO_{2\ тв.} + 4OH^-$	+0,510
	$MnO_{2\ тв.} + 4H^+ + 2e \leftrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,230
N	$NO_3^- + 2H^+ + e \leftrightarrow NO_{2\ г} + H_2O$	+0,775
	$NO_3^- + 2H^+ + 2e \leftrightarrow NO_2^- + H_2O$	+0,835
	$NO_3^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow NO_г + 2H_2O$	+0,960
	$2NO_{2\ г} + 8H^+ + 8e \leftrightarrow N_{2\ г} + 4H_2O$	+1,363
	$NO_2^- + 2H^+ + e \leftrightarrow NO_г + H_2O$	+1,202
	$2HNO_2 + 6H^+ + 6e \leftrightarrow N_{2\ г} + 4H_2O$	+1,454
	$NO_2^- + 7H^+ + 6e \leftrightarrow NH_{3\ г} + 2H_2O$	+0,789
	$2NO_г + 4H^+ + 4e \leftrightarrow N_{2\ г} + 2H_2O$	+1,678
	$N_{2\ г} + 6H^+ + 6e \leftrightarrow 2NH_{3\ г}$	+0,057
Ni	$Ni_2O_{3\ тв.} + 6H^+ + 2e \leftrightarrow 2Ni^{2+} + 3H_2O$	+1,753
	$Ni_3O_{4\ тв.} + 8H^+ + 2e \leftrightarrow 3Ni^{2+} + 4H_2O$	+1,977
O	$O_2 + 4H^+ + 4e \leftrightarrow 2H_2O$	+1,229
	$O_2 + 2H_2O + 4e \leftrightarrow 4OH^-$	+0,401
	$O_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2O_2$	+0,690
	$O_{3\ г} + 2H^+ + 2e \leftrightarrow O_{2\ г} + H_2O$	+2,076
P	$P_{крас.} + 3H^+ + 3e \leftrightarrow PH_{3\ г}$	-0,111
	$P_{бел.} + 3H^+ + 3e \leftrightarrow PH_{3\ г}$	-0,063
	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_3PO_3 + H_2O$	-0,276
	$PO_4^{3-} + 8H^+ + 5e \leftrightarrow P_{крас.} + 4H_2O$	-0,128
	$PO_4^{3-} + 8H^+ + 5e \leftrightarrow P_{бел.} + 4H_2O$	-0,156
Pb	$Pb^{4+} + 2e \leftrightarrow Pb^{2+}$	+1,694
	$PbO_{2\ тв.} + 4H^+ + 2e \leftrightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,455
	$PbO_{2\ тв.} + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e \leftrightarrow PbSO_4 + 2H_2O$	+1,685
Re	$ReO_4^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrow ReO_{2\ тв.} + 2H_2O$	+0,510

Окончание табл. 23

Элемент	Уравнение полуреакции	E°, В
S	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \leftrightarrow H_2SO_3 + H_2O$	+0,170
	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e \leftrightarrow SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,930
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e \leftrightarrow S^{2-} + 4H_2O$	+0,149
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e \leftrightarrow H_2S + 4H_2O$	+0,308
	$S_2O_8^{2-} + 2e \leftrightarrow 2SO_4^{2-}$	+2,010
	$S_4O_6^{2-} + 2e \leftrightarrow 2S_2O_3^{2-}$	+0,219
	$S_{тв.} + 2e \leftrightarrow S^{2-}$	-0,476
	$S_{тв.} + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2S_г$	+0,142
Sb	$Sb_{тв.} + 3H^+ + 3e \leftrightarrow SbH_3$	-0,510
Se	$Se_{тв.} + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2Se_г$	-0,399
	$Se_{тв.} + 2e \leftrightarrow Se^{2-}$	-0,924
Sn	$Sn^{4+} + 2e \leftrightarrow Sn^{2+}$	+0,154
	$SnO_3^{2-} + 6H^+ + 2e \leftrightarrow Sn^{2+} + 3H_2O$	+0,844
	$SnO_3^{2-} + 3H^+ + 2e \leftrightarrow HSnO_2^- + H_2O$	+0,374
Te	$Te_{тв.} + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2Te_г$	-0,739
	$Te_{тв.} + 2e \leftrightarrow Te^{2-}$	-1,140
Tl	$Tl^{3+} + 2e \leftrightarrow Tl^+$	+1,260
V	$2VO_4^{3-} + 10H^+ + 4e \leftrightarrow V_2O_3 + 5H_2O$	+1,238

Таблица 24

ФОРМАЛЬНЫЕ (МИД-ПОЙНТ) ПОТЕНЦИАЛЫ БИОЛОГИЧЕСКИХ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПАР (25⁰С, pH = 7)

Редокс - пара Ox/Red	E, B
$2H^+ / H_2$	-0.42
$НАД^+$ /НАДН	-0,32
$НАДФ^+$ / НАДФН	-0,324
ФАД / $ФАДН_2$	-0,22
Ацетальдегид /Этанол	-0,20
Глутатион G-S-S-G / 2 G-S-H	-0.23
Оксалоацетат / Малат	-0,17
Пируват / Лактат	-0,19
Фумарат / Сукцинат	+0,03
Дегидроаскорбат /Аскорбат	+0,08
Метгемоглобин / Гемоглобин	+0,17
$O_2 + 4H^+ / 2H_2O$	+0,82

Таблица 25

ПОВЕРХНОСТНОЕ НАТЯЖЕНИЕ ЖИДКОСТЕЙ НА ГРАНИЦЕ С СОБСТВЕННЫМ ПАРОМ

Вещество	Формула	$\sigma \cdot 10^3$, Дж/м^2 при температуре, °С				
		10	20	30	40	50
Ацетон	C_3H_6O	25,00	23,70	22,01	21,16	19,90
Бензол	C_6H_6	30,24	28,88	27,49	26,14	24,88
Вода	H_2O	74,22	72,75	71,15	69,55	67,91
Глицерин	$C_3H_8O_3$	-	59,40	59,0	58,50	58,00
Толуол	C_7H_8	25,70	28,53	27,32	26,15	25,04
Уксусная кислота	$C_4H_8O_2$	28,80	27,80	26,80	25,80	24,80
Этиловый спирт	C_2H_5OH	23,14	22,03	21,48	20,20	19,80
Хлороформ	$CHC1_3$	28,50	27,14	25,89	-	-
Сыворотка крови			46-47			
Насыщ. р-р NaCl			101			

Таблица 26

ИЗОЭЛЕКТРИЧЕСКИЕ ТОЧКИ АМИНОКСИЛОТ, ВХОДЯЩИХ В БЕЛКИ

Аминокарбоновая кислота	$pH_{иэт}$	Аминокарбоновая кислота	$pH_{иэт}$
Аланин	6,02	Лизин	9,74
Аргинин	10,76	Метионин	5,06
Аспарагин	5,41	Фенилаланин	5,48
Цистеин	5,02	Серин	5,68
Глутаминовая кислота	3,22	Треонин	5,60
Гистидин	7,59	Триптофан	5,88
Изолейцин	6,02	Тирозин	5,67
Лейцин	5,98	Валин	5,97

Таблица 27

ИЗОЭЛЕКТРИЧЕСКИЕ ТОЧКИ НЕКОТОРЫХ БЕЛКОВ

Вещество	ИЭТ
Пепсин желудочного сока	2,00
Казеин молока	4,00
Альбумин сыворотки крови	4,64
Яичный альбумин	4,71
α-глобулин крови	4,80
Миозин мышц	5,00

Окончание табл. 27

Вещество	ИЭТ
β-глобулин крови	5,20
Фибриноген крови	5,40
Усредненное значение всех белков цитоплазмы	5,50
γ-глобулин крови	6,40
Гемоглобин	6,68
Оксигемоглобин	6,87
Цитохром С	10,70
Лизоцим	10,70

Таблица 28

ЛИОТРОПНЫЕ РЯДЫ ИОНОВ

Анионы	$SO_4^{2-} > F^- > [Cit]^{3-} > [Tart]^{2-} > [Ac]^- > Cl^- > NO_3^- > Br^- > SCN^-$
Катионы	$Li^+ > Na^+ > K^+ > Rb^+ > Cs^+ > Mg^{2+} > Ca^{2+} > Sr^{2+} > Ba^{2+}$

Таблица 29

ДЕСЯТИЧНЫЕ ЛОГАРИФМЫ

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	0	0414	0792	1139	1461	1761	2041	2304	2553	2788
2	3010	3222	3424	3617	3802	3979	4150	4314	4472	4624
3	4771	4914	5051	5185	5315	5441	5563	5682	5798	5911
4	6012	6128	6232	6335	6435	6532	6628	6721	6812	6902
5	6990	7076	7160	7243	7324	7404	7482	7559	7634	7709
6	7782	7853	7924	7993	8062	8129	8195	8261	8325	8388
7	8451	8513	8573	8633	8692	8751	8808	8865	8921	8976
8	9031	9085	9138	9191	9243	9294	9345	9395	9445	9494
9	9542	9590	9638	9685	9731	9777	9823	9868	9912	9956

Лелекова Раиса Павловна
Орехова Алевтина Ивановна
Белоконова Надежда Анатольевна

ОБЩАЯ ХИМИЯ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

Рекомендовано к изданию Ученым Советом стоматологического факультета
(протокол №10 от 11 июня 2015г.)

Редактор: Кривонищенко Вера Владимировна

Подписано в печать ????????. Формат 60x84 1/16.
Бумага офсетная. Усл. печ. л. 7,0. Уч.-изд. л. 5,1.
Тираж 500. Заказ № 30/08-1.
Отпечатано ООО «Издательский Дом «Ажур».
620075, Екатеринбург, ул. Восточная, 54.